

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Воронежский государственный аграрный университет
имени императора Петра I»

Факультет технологии и товароведения

Кафедра химии

ХИМИЯ

**Методические указания к лабораторным работам
для студентов агроинженерного факультета,
обучающихся по направлениям подготовки:
35.03.06 (110800) - «Агроинженерия»,
23.03.03 (190600) - «Эксплуатация транспортно-
технологических машин и комплексов»**

**ВОРОНЕЖ
2015**

Составители: доценты: С. А. Соколова, О. В. Дьяконова, С. В. Ткаченко, О. В. Перегончая, ассистент Г. Н. Данилова.

Рецензент: доцент кафедры технического сервиса и технологии машиностроения, к.т.н. В. С. Науменко.

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании кафедры химии.

Протокол № 2 от 20.10. 2015 г.

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании методического совета агроинженерного факультета.

Протокол № от 2015 г.

ВВЕДЕНИЕ

Химия – естественнонаучная дисциплина, которая служит основой для дальнейшего изучения специальных предметов студентами технического и инженерного профиля.

При освоении курса химии приобретается многосторонняя информация об основных химических понятиях и фундаментальных законах, объясняющих свойства и превращения химических элементов и их соединений в технологических процессах и живой природе.

Данные методические указания являются необходимой составной частью учебно-методических комплексов по дисциплинам «Химия» и «Теоретические основы применения химических процессов, реагентов и материалов в автомобильном транспорте», разработаны в соответствии с содержанием рабочих программ для студентов агроинженерного факультета, обучающихся по направлениям подготовки:

- 35.03.06 (110800) «Агроинженерия»
- 23.03.03 (190600) «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов».

Главной задачей методических указаний является ознакомление со свойствами основных классов неорганических соединений, с закономерностями протекания электролитической диссоциации, кислотно-основного равновесия, гидролиза, окислительно-восстановительных реакций, электролиза, процессов коррозии металлов.

Методические указания содержат необходимые сведения о технике безопасности при работе в химической лаборатории, описание 9 лабораторных работ, выполняемых с применением современного оборудования и реактивов.

Приведены задания и упражнения для самоконтроля, работа над которыми будет способствовать более глубокому пониманию сущности предмета. Широкая тематика и разнообразие заданий позволяет варьировать содержание методических указаний для студентов различных уровней подготовки.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Во время работы в химической лаборатории необходимо соблюдать чистоту, порядок, тишину. Поспешность или неряшливость часто приводит к несчастным случаям. Посторонние разговоры не допускаются, разговоры по ходу работы следует вести вполголоса.

2. Не разрешается работать в химической лаборатории в отсутствие лаборанта или преподавателя.

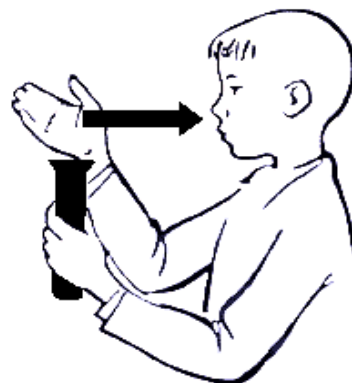
3. Перед выполнением каждого опыта необходимо проверить целостность химической посуды, пробирок, колб.

4. Нагревая вещество в пробирке, никогда не следует направлять ее отверстие на себя или на соседа, нельзя заглядывать в пробирку сверху во избежание попадания вещества в глаза.

5. Для перемешивания содержимого пробирки удобнее всего, держа пробирку в одной руке, осторожно ударять ею о ладонь другой руки. Ни в коем случае не следует встряхивать пробирку, закрыв ее пальцем. Необходимо избегать попадания на кожу, каких бы то ни было химических веществ.

6. Никакие вещества в лаборатории нельзя брать руками и пробовать на вкус.

7. Определяя запах вещества, нужно направлять струю воздуха в сторону носа легкими движениями руки над отверстием сосуда.



8. С веществами, дающими отравляющие или удушающие пары, необходимо работать в вытяжном шкафу.

9. Если в химической лаборатории возникает пожар, то следует немедленно убрать все горючие вещества подальше от огня, засыпать песком, или покрыть войлочным, шерстяным или асбестовым одеялом очаг пожара. Большое пламя тушат с помощью огнетушителя.

10. В химической лаборатории можно работать только в халатах, застегивающихся спереди, такой халат в случае воспламенения легко с себя сбросить.

11. Выбрасывать все твердые предметы и ненужную бумагу необходимо в большой бак или ящик для отходов. Нельзя бросать спички, фильтровальную бумагу и другие плохо растворимые вещества в раковину.

12. Перед тем, как набрать какое-либо химическое вещество, необходимо внимательно прочесть надпись на этикетке.

13. Неиспользованные химические вещества никогда нельзя возвращать обратно в ту склянку, из которой они были взяты.

14. Рабочее место и приборы на нем всегда должны содержаться в чистоте. Необходимо стараться ничего не разбрызгивать, не рассыпать. После окончания занятия следует сразу же поставить на место все реактивы и посуду, взятые для выполнения лабораторной работы. Нельзя загромождать рабочий стол портфелями и сумками.

15. В химической лаборатории не разрешено пить и принимать пищу.

ДОВРАЧЕБНАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ОЖОГАХ, ОТРАВЛЕНИЯХ И ПОРЕЗАХ

Для оказания первой помощи при несчастных случаях на кафедре химии имеется аптечка, содержащая:

- бинты,
- вату,
- 3–5 % спиртовой р-р I_2 ,
- 1% р-р CH_3COOH ,
- 3–5% р-р $NaHCO_3$ (соды),
- насыщенный р-р H_3BO_3 ,
- раствор $KMnO_4$,
- раствор C_2H_5OH .

1. **Термические ожоги** вызываются огнем или раскаленными предметами. Обожженное место надо обработать примочкой из раствора перманганата калия или этилового спирта. При сильных ожогах пострадавшего необходимо направить в поликлинику.

2. **Химические ожоги** образуются при попадании на кожу кислоты, щелочи, брома, фенола и др.

При попадании на кожу кислот и щелочей необходимо промыть пораженное место большим количеством воды. Затем, если на кожу попала кислота, обработать 3–5% раствором гидрокарбоната натрия (соды), а в случае попадания щелочи – 1%

раствором уксусной кислоты. В том и другом случае пораженное место надо смазать вазелином и перевязать.

При попадании кислоты в глаза промыть их большим количеством воды, затем разбавленным раствором соды, далее – снова водой и направить пострадавшего в поликлинику.

Если в глаза попала щелочь, необходимо сразу же промыть их большим количеством воды, затем насыщенным раствором борной кислоты, после чего впустить каплю касторового масла. Пострадавшего необходимо также направить к врачу.

При попадании кислот и щелочей на одежду необходимо ткань сразу промыть большим количеством воды, после этого – 3–5% раствором соды (в случае попадания кислот) или 1% раствором уксусной кислоты (если попала щелочь).

Порезы рук стеклом промывают сильной струей воды, удаляют из раны осколки стекла, заливают рану спиртовым раствором йода и перевязывают стерильным бинтом. Если ранение сильное, пострадавшего также необходимо направить к врачу.

**ФОРМА ЗАПИСИ ОТЧЕТА
О ПРОДЕЛАННОЙ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ
В РАБОЧЕЙ ТЕТРАДИ**

Лабораторная работа №__

Дата: « _____ »

Тема: « _____ »

Опыт № __. Название опыта.

Описание последовательности добавления реактивов и условий опыта.

Наблюдения (изменение окраски, образование осадка, выделение пузырьков газа, разогревание и т.д.).

Уравнения протекающих реакций.

Выводы.

Выполнение заданий.

Лабораторная работа №1

Общие свойства классов неорганических соединений

Цель работы – ознакомление на опыте со способами получения и характерными химическими свойствами отдельных классов неорганических веществ.

Реактивы и принадлежности:

- азотная кислота, 1 н. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич.;
- вольфрамат натрия, 1 н. р-р;
- гидроксид калия, 1 н. р-р;
- гидроксид натрия, 1 н. р-р;
- железный стержень;
- иодид калия, 1 н. р-р;
- карбонат калия, 1 н. р-р;
- метасиликат натрия, 1 н. р-р;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р;
- нитрат свинца (II), 1 н. р-р;
- ортофосфат натрия, 1 н. р-р;
- серная кислота, 1 н. р-р;
- соляная кислота, 1 н. р-р;
- сульфат алюминия, 1 н. р-р;
- сульфат железа (II), 1 н. р-р;
- сульфат марганца (II), 1 н. р-р;
- сульфат меди (II), 1 н. р-р;
- сульфат никеля (II), 1 н. р-р;
- уксусная кислота, 1 н. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- фторид натрия, 1 н. р-р;
- хлорид бария, 1 н. р-р;
- хлорид железа (III), 1 н. р-р;
- хлорид магния, 1 н. р-р;
- хлорид кобальта (II), 1 н. р-р;
- хлорид хрома (III), 1 н. р-р;
- хлорид цинка, 1 н. р-р;
- хромат калия, 1 н. р-р;
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Получение и свойства оснований

1. Получите малорастворимое основание в соответствии с номером своего варианта:

Вариант	1	2	3	4
Основание	$Mg(OH)_2$	$Ni(OH)_2$	$Fe(OH)_2$	$Co(OH)_2$

Для этого возьмите пробирку, поместите в нее 3–4 капли раствора необходимой соли, добавьте 5–6 капель раствора щелочи до образования осадка. Пробирку с осадком сохраните для следующего опыта.

Задание: Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения. Приведите примеры других способов получения оснований.

2. В соответствии с номером своего варианта к полученному в предыдущем опыте основанию добавьте раствор кислоты до растворения осадка:

Вариант	1	2	3	4
Кислота	H_2SO_4	HNO_3	HCl	CH_3COOH

Задание: Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения. Напишите уравнения реакций, характеризующие другие химические свойства оснований.

Опыт 2. Получение и свойства кислот

1. Получите кислоту в соответствии с номером своего варианта:

Вариант	1	2	3	4
Кислота	H_2CO_3	H_2WO_4	CH_3COOH	H_2SiO_3

Возьмите пробирку, поместите в нее 5–6 капель раствора необходимой соли (для получения уксусной кислоты насыпьте в пробирку 2–3 микрошпателя кристаллического ацетата натрия) и добавьте несколько капель серной кислоты до появления внешних признаков реакции.

Задание: Составьте молекулярные уравнения реакций. Запишите свои наблюдения. Приведите уравнения реакций, характеризующие другие способы получения кислот.

2. Поместите в пробирку 3–4 капли раствора кислоты и добавьте 1 каплю индикатора в соответствии с номером своего варианта:

Вариант	1	2	3	4
Кислота	HNO_3	CH_3COOH	H_2SO_4	HCl
Индикатор	метиловый оранжевый	метиловый оранжевый	фенол- фталеин	фенол- фталеин

Добавляя по каплям щелочь, следите за изменением цвета индикатора.

Задание: Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите и объясните свои наблюдения. Приведите уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислот.

Опыт 3. Получение амфотерных гидроксидов и их отношение к основаниям и кислотам

Получите амфотерный гидроксид в соответствии с номером своего варианта:

Вариант	1	2	3	4
Амфолит	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
Кислота	CH_3COOH	HCl	HNO_3	H_2SO_4

Для этого к 3–4 каплям раствора соли добавьте несколько капель щелочи до образования осадка. Повторите данный опыт в другой пробирке. В одну пробирку добавьте раствор кислоты (в соответствии со своим вариантом), в другую – раствор гидроксида калия до полного растворения осадков.

Задание: Составьте молекулярные уравнения реакций получения амфотерного гидроксида и его взаимодействия с кислотой и основанием. Запишите свои наблюдения.

Опыт 4. Получение и свойства солей

1. Используя имеющиеся на штативе реактивы, получите малорастворимую соль в соответствии с номером варианта:

Вариант	1	2	3	4
Соль	$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$	PbI_2	BaCrO_4	$(\text{NiOH})_2\text{CO}_3$

Задание: Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения. Приведите уравнения реакций, характеризующие способы получения солей (2–3 примера).

2. Осуществите взаимодействие между солью и реагентом в соответствии с номером варианта:

Вариант	1	2	3	4
Реактивы	CoCl_2 K_2CO_3	FeCl_3 NaOH	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ H_2SO_4	CuSO_4 Fe

Задание: Составьте молекулярное уравнение реакции. Запишите свои наблюдения. Приведите уравнения реакций, характеризующие химические свойства солей (2–3 примера).

Опыт 5. Цепочки превращений

Последовательно добавляя реактивы в пробирку, осуществите превращения в соответствии с заданием своего варианта. Составьте молекулярные уравнения реакций.

Вариант 1

1. $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$
2. $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{PbSO}_4$
↓
 $\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$

Вариант 2

1. $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$
↓
 $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
2. $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{FePO}_4$

Вариант 3

1. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4$
↓
 $\text{Na}[\text{Al(OH)}_4]$
2. $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$

Вариант 4

1. $\text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow \text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 \rightarrow \text{PbF}_2$
↓
 $\text{Na}_2[\text{Pb(OH)}_4]$
2. $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{Mn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnCO}_3$

УПРАЖНЕНИЯ

1. Приведите примеры реакций получения и химических свойств веществ в соответствии со своим вариантом:

Вариант	1	2	3	4
Вещества	Na_2O $\text{Mg}(\text{OH})_2$ HCl $\text{Be}(\text{OH})_2$ FeCl_3	CO_2 NaOH H_2SO_3 $\text{Pb}(\text{OH})_2$ K_2CO_3	MgO $\text{Ca}(\text{OH})_2$ H_2SO_4 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ CuSO_4	SO_2 KOH H_2S $\text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

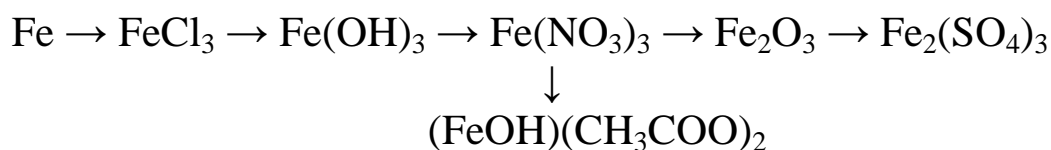
2. Напишите формулы следующих веществ: сульфат цинка; оксид хлора (VII); азотная кислота; гидроксид кобальта (III); хлорид гидроксожелеза (III); метасиликат алюминия; цианид кальция; хлорная кислота; дихромат лития; гидросульфит бария; нитрат меди (II); оксид натрия; дихромат натрия; перхлорат магния; нитрит свинца (II); ацетат железа (II); карбонат аммония. Укажите, к какому классу и типу относятся эти вещества.

3. Какие из перечисленных ниже веществ будут реагировать с водой: оксид натрия, оксид серы (IV), оксид кремния (IV), аммиак, оксид кальция, калий, оксид меди (II), серебро? Составьте уравнения возможных реакций.

4. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: углекислый газ, оксид кальция, серная кислота, гидроксид бария, магний, карбонат калия, нитрат натрия, медь, хлорид гидроксоцинка? Составьте уравнения возможных реакций.

5. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия: оксид калия, оксид фосфора (V), азотная кислота, гидроксид кальция, гидрокарбонат натрия, нитрат калия, хлорид меди (II), гидроксид железа (III)? Составьте уравнения возможных реакций.

6. Осуществите следующие превращения:



Лабораторная работа №2

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Цель работы – путем эксперимента убедиться в справедливости закона действующих масс.

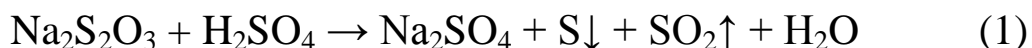
Реактивы и принадлежности:

- дистиллированная вода;
- серная кислота, 0,1 М р-р;
- тиосульфат натрия, 0,1 М р-р;
- бумага миллиметровая 15×15 см;
- бюретки 3 шт.;
- резиновые пробки;
- секундомер;
- штатив с большими пробирками.

Теоретическая часть

О скорости химической реакции можно судить по скорости изменения какого-либо свойства системы, связанного с ее химическим составом, например: окраски, электропроводности, давления, оптической плотности и т. д.

Рассмотрим влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции на примере взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты в водном растворе. В результате происходит образование малорастворимого продукта – свободной серы, что приводит к визуально наблюдаемому эффекту – критической опалесценции (усилению рассеяния света) и затем к постепенному выделению осадка



В соответствии с законом действующих масс, при постоянной температуре скорость реакции должна быть прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях соответствующих стехиометрических коэффициентов.

Средняя скорость реакции за интервал времени $\Delta\tau$ равна

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta \tau}, \quad (2)$$

т. е. обратно пропорциональна величине этого интервала.

В данной работе измеряют интервал времени между началом взаимодействия веществ и появлением опалесценции, которая указывает на образование микроскопических частиц осадка. В момент начала реакции концентрация свободной серы равна нулю. Осадкообразование начинается при достижении критической концентрации серы, не зависящей от исходной концентрации реагирующих веществ, поэтому $\Delta c = c_{\text{кр}} = \text{const}$. Увеличение начальной концентрации реагентов приводит к ускорению реакции и соответствующему уменьшению $\Delta \tau$.

Таким образом, при разных исходных концентрациях реагентов скорости будут определяться выражениями:

$$v_1 = \frac{c_{\text{кр}}}{\tau_1}, v_2 = \frac{c_{\text{кр}}}{\tau_2}, \dots, v_n = \frac{c_{\text{кр}}}{\tau_n}. \quad (2)$$

Введем понятие относительной скорости реакции:

$$v_{\text{отн.}i} = \frac{v_{\text{max}}}{v_i} = \frac{\tau_{\text{min}}}{\tau_i}, \quad (3)$$

где минимальное время реакции τ_{min} соответствует максимальной скорости v_{max} . Очевидно, что $v_{\text{отн.}i} = 1$ при $\tau_i = \tau_{\text{min}}$.

Экспериментальная часть

1. Заполните три бюретки: первую – дистиллированной водой, вторую – раствором тиосульфата натрия, третью – раствором серной кислоты.

2. Возьмите две большие пробирки. В одну из них отмерьте с помощью бюретки указанный в таблице (см. ниже) объем раствора серной кислоты. В другую – соответствующие объемы раствора тиосульфата натрия и дистиллированной воды, закройте пробкой и перемешайте содержимое пробирки.

3. Откройте вторую пробирку. Быстро прилейте один раствор к другому, с помощью секундомера отметьте время начала реакции и перемешайте содержимое пробирки.

4. Наблюдайте за изменением прозрачности раствора (*наблюдение должен производить один и тот же человек*). В момент, соответствующий началу помутнения, зафиксируйте время. Полученный результат занесите в таблицу.

5. Повторите опыт с другими концентрациями.

Таблица

№ опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время (τ_i), с	Относительная скорость ($v_{\text{отн}}$)
	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	6	6	–	0,100		
2	6	4	2	0,067		
3	6	3	3	0,050		
4	6	2	4	0,033		

Оформление результатов

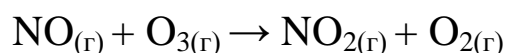
1. По формуле (3) рассчитайте величину $v_{\text{отн},i}$ для каждого опыта. Заполните таблицу.

2. Постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия.

3. На основании полученных результатов сформулируйте закон действующих масс применимо к данной реакции и напишите его математическое выражение.

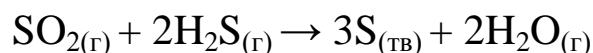
УПРАЖНЕНИЯ

1. Как изменится скорость реакции



при увеличении общего давления в 2 раза?

2. Как изменится скорость реакции



при уменьшении концентрации сероводорода в 3 раза?

3. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40°C скорость возрастает в 16 раз.

4. При 120°C скорость реакции составляет $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Как нужно изменить температуру, чтобы скорость реакции достигла $4 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$, если температурный коэффициент скорости равен 3?

Лабораторная работа №3

Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ

Цель работы – установить закономерность смещения равновесия в обратимой реакции при изменении концентраций продуктов и исходных веществ.

Реактивы и принадлежности:

- дистиллированная вода;
- тиоцианат калия, насыщ. р-р;
- хлорид железа (III), насыщ. р-р;
- хлорид калия, кристаллич.;
- резиновые пробки;
- штатив с большими пробирками;
- штатив с маленькими пробирками.

Теоретическая часть

Реакция между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия является обратимой



Образующийся в результате реакции раствор комплексной соли окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации, поэтому смещение химического равновесия можно наблюдать визуально по изменению окраски реакционной смеси.

Экспериментальная часть

1. Большую пробирку примерно на 3/4 заполните дистиллированной водой. Добавьте 2 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), 2 капли насыщенного раствора тиоцианата калия, закройте пробирку пробкой и перемешайте растворы.

2. Полученный раствор разлейте поровну в четыре маленькие пробирки, затем:

- в первую пробирку добавьте 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III);
- во вторую пробирку – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата калия;
- в третью пробирку с помощью шпателя добавьте немного кристаллического хлорида калия, взболтайте;

- четвертую пробирку оставьте для сравнения (контроль).

3. Обратите внимание на изменение интенсивности окраски реакционной смеси в пробирках 1–3 по сравнению с контрольной. Результаты наблюдений занесите в таблицу.

Таблица

№ пробирки	Какое вещество добавили	Как изменилась интенсивность окраски	В каком направлении сместилось равновесие
1			
2			
3			

Оформление результатов

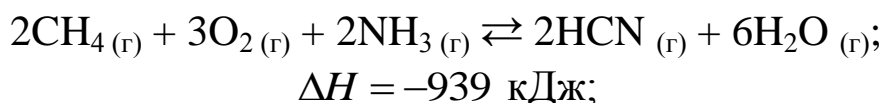
1. По изменению интенсивности окраски в пробирках 1–3 оцените направление смещения химического равновесия и заполните последний столбец таблицы.

2. Для рассматриваемой реакции составьте математическое выражение константы равновесия.

3. Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ и продуктов на смещение химического равновесия. Соответствует ли ваш вывод принципу Ле Шателье?

УПРАЖНЕНИЯ

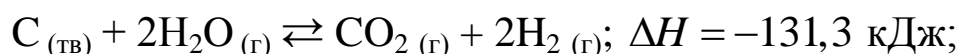
1. В каком направлении сместится равновесие реакции



- при понижении температуры;
- при повышении давления?

Напишите математическое выражение для константы равновесия.

2. В каком направлении сместится химическое равновесие реакции

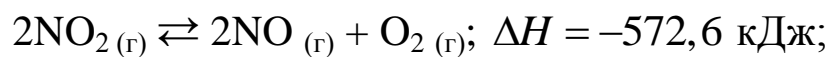


- при повышении температуры;

б) при понижении давления?

Напишите математическое выражение для константы равновесия.

3. В какую сторону сместится равновесие в системе



а) при уменьшении давления;

б) при охлаждении;

в) при увеличении концентрации оксида азота (II)?

Напишите математическое выражение для константы равновесия.

Лабораторная работа №4

Электролитическая диссоциация

Цель работы – ознакомиться на практике с особенностями электролитической диссоциации кислот, оснований, амфолитов и солей, а также с основными условиями необратимости ионных реакций.

Реактивы и принадлежности:

- ацетат натрия, кристаллич.;
- вольфрамат натрия, 1 н. р-р;
- гексацианоферрат (II) калия, 1 н. р-р;
- гидроксид аммония, 1 н. р-р;
- гидроксид натрия, 1 н. р-р;
- гидрофосфат натрия, 1 н. р-р;
- дихромат калия, 1 н. р-р;
- карбонат калия, 1 н. р-р;
- метасиликат натрия, 1 н. р-р;
- метилоранж, 0,1% водн. р-р;
- нитрат висмута (III), 1 н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1 н. р-р;
- нитрат серебра, 1 н. р-р;
- нитрит натрия, 1 н. р-р;
- серная кислота, 1 н. р-р;
- соляная кислота, 1 н. р-р;
- сульфат железа (II), 1 н. р-р;
- сульфат калия, 1 н. р-р;
- сульфат марганца (II), 1 н. р-р;
- сульфат меди (II), 1 н. р-р;
- сульфат цинка, 1 н. р-р;
- тиоцианат калия, 1 н. р-р;
- уксусная кислота, 1 н. р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- хлорид бария, 1 н. р-р;
- хлорид кальция, 1 н. р-р;
- хлорид магния, 1 н. р-р;
- хромат калия, 1 н. р-р;
- цинк (гранулы);
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Сравнение степени диссоциации кислот

В две пробирки налейте по 6–8 капель растворов соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации. В каждую из пробирок поместите по 1 грануле цинка. Через несколько минут после начала опыта сравните интенсивность выделения водорода в каждой пробирке.

Задания:

1. Объясните наблюдаемое различие в интенсивности выделения водорода.
2. Напишите уравнения наблюдаемых реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Сравнение степени диссоциации растворимых оснований

В две пробирки налейте по 6–8 капель раствора хлорида магния. В одну добавьте 1 каплю раствора гидроксида натрия, а в другую – 1 каплю раствора аммиака (гидроксида аммония).

Задания:

1. Объясните причину неодинакового количества осадка в первой и во второй пробирках.
2. Напишите уравнения наблюдаемых реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Влияние концентрации одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита

а) влияние концентрации ацетат-ионов на степень диссоциации уксусной кислоты

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора уксусной кислоты и добавьте 1 каплю метилоранжа. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического ацетата натрия и размешайте до полного растворения. Сравните окраску индикатора в обеих пробирках.

Задания:

1. Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия.
 2. Как изменится степень диссоциации уксусной кислоты при увеличении концентрации ацетат-иона?
- б) влияние концентрации катионов аммония на степень диссоциации гидроксида аммония*

В пробирку налейте 15 капель 0,1 М раствора гидроксида аммония и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Разделите содержимое на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а во вторую добавьте 1 шпатель кристаллического хлорида аммония и размешайте до полного растворения. Сравните интенсивность окраски индикатора в обеих пробирках.

Задания:

1. Напишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.
2. Как и почему изменяется степень диссоциации гидроксида аммония в присутствии хлорида аммония?

Опыт 4. Влияние среды раствора на диссоциацию амфолита

В двух пробирках получите гидроксид алюминия: к 2 каплям раствора сульфата алюминия осторожно по каплям добавьте раствор гидроксида натрия до появления осадка.

В первую пробирку добавьте избыток серной кислоты, а во вторую – избыток гидроксида натрия до полного растворения осадков.

Задания:

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:
 - а) сульфата алюминия с гидроксидом натрия;
 - б) гидроксида алюминия с серной кислотой;
 - в) гидроксида алюминия с гидроксидом натрия.
2. Составьте схему диссоциации гидроксида алюминия в кислой и щелочной средах.

Опыт 5. Ионные реакции с образованием гидроксидов

а) получение малорастворимых оснований

Приготовьте две пробирки: в первую поместите 6–8 капель раствора сульфата марганца (II), во вторую – 6–8 капель раствора сульфата железа (II). В обе пробирки добавьте по 5 капель раствора гидроксида натрия до образования осадков. Сразу отметьте цвет образовавшихся осадков (*они постепенно изменяются в результате окисления кислородом воздуха*).

Задание: составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- 1) сульфата марганца (II) с гидроксидом натрия;
- 2) сульфата железа (II) с гидроксидом натрия.

б) получение малорастворимых кислот

В пробирку налейте 6–8 капель раствора вольфрамата натрия Na_2WO_4 и добавьте несколько капель раствора соляной кислоты до образования осадка.

Проведите такой же опыт с раствором силиката натрия Na_2SiO_3 .

Задание: запишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:

- 1) вольфрамата натрия с соляной кислотой;
- 2) силиката натрия с соляной кислотой.

в) реакция с выделением газообразного продукта

В пробирку налейте 6–8 капель раствора карбоната калия и добавьте 5 капель раствора серной кислоты. Что наблюдается?

Задание: составьте уравнение реакции карбоната калия с серной кислотой в молекулярной и ионной форме, учитывая, что угольная кислота разлагается в момент образования.

Опыт 6. Ионные реакции с образованием малорастворимых солей

а) средние соли

- **вольфрамат кобальта (II)** – к 2–3 каплям р-ра соли кобальта (II) добавить 2–3 капли р-ра вольфрамата натрия (образуется розовато-фиолетовый аморфный осадок);
- **вольфрамат меди (II)** – к 2–3 каплям р-ра соли меди (II) добавить 2–3 капли р-ра вольфрамата натрия (образуется светло-бирюзовый мелкокристаллический осадок);
- **тиоцианат меди (II)** – к 2–3 каплям р-ра соли меди (II) добавить 1 каплю р-ра тиоцианата калия или аммония (выпадает черный мелкокристаллический осадок);

б) кислая соль

- **гидрофосфат кальция** – к 2–3 каплям р-ра соли кальция добавить 2–3 капли р-ра гидрофосфата калия или натрия (выделяется белый кристаллический осадок);

в) *основная соль*

- **хромат гидроксовисмута (III)** – к 2–3 каплям р-ра соли висмута (III) добавить 1–2 капли р-ра любого хромата или дихромата (выпадает оранжево-желтый мелкокристаллический осадок);

г) *оксосоль*

- **карбонат оксовисмута (III)** $(\text{BiO})_2\text{CO}_3$ – к 2–3 каплям р-ра соли висмута (III) добавить несколько капель р-ра карбоната калия до образования осадка (выделяются бесцветные чешуйчатые перламутровые кристаллы);

д) *двойная соль*

- **ортофосфат аммония-магния** NH_4MgPO_4 – к 2–3 каплям р-ра соли магния добавить 5–10 капель р-ра гидроксида аммония и 2–3 капли р-ра гидрофосфата калия или натрия (выделяется белый кристаллический осадок);

е) *комплексные соли*

- **гексанитрокупрат (II) натрия** $\text{Na}_4[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$ – к 2–3 каплям р-ра соли меди (II) добавить 4–6 капель р-ра нитрита натрия (образуется ярко-зеленый раствор);
- **гексацианоферрат железа** $\text{Fe}[\text{Fe}_2(\text{CN})_6]$ – в большой пробирке к 1 капле р-ра соли железа (III) добавить 5–10 мл дистиллированной воды и 1 каплю р-ра гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (образуется темно-синий коллоидный раствор, называемый “берлинской лазурью”).

Задание: составьте уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной форме.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации угольной кислоты по каждой ступени и математические выражения для констант диссоциации по каждой ступени.

2. Вычислите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 0,01 М растворе.

3. Вычислите константу диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М растворе, если ее степень диссоциации равна 3,2%.

4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между веществами:

- а) оксид магния и азотная кислота,
- б) гидроксид алюминия и хлороводородная кислота,
- в) гидроксид калия и оксид углерода (IV),
- г) нитрат аммония и гидроксид натрия,
- д) ацетат меди (II) и серная кислота,
- е) хлорид цинка и гидроксид натрия,
- ж) ортофосфат калия и нитрат кальция,
- з) гидроксид бериллия и гидроксид калия,
- и) сульфат аммония и хлорид бария.

Лабораторная работа №5

Водородный показатель. Гидролиз солей

Цель работы – ознакомиться с понятием “водородный показатель”, приобрести навыки измерения pH и выявить некоторые закономерностей протекания гидролиза солей.

Реактивы и принадлежности:

- ацетат аммония, 1 н. р-р;
- ацетат натрия, 0,1 М р-р;
- ацетат натрия, 1 н. р-р;
- ацетат натрия, кристаллич;
- гидроксид аммония, 0,1 М р-р;
- гидроксид натрия, 0,1 М р-р;
- дистиллированная вода;
- карбонат аммония, 1 н. р-р;
- карбонат калия, 1 н. р-р;
- нитрат висмута (III), 1 н. р-р;
- нитрат свинца (II), 1 н. р-р;
- ортофосфат натрия, 1 н. р-р;
- соляная кислота, 0,1 М р-р;
- сульфат алюминия, 1 н. р-р;
- уксусная кислота, 0,1 М р-р;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- хлорид аммония, 1 н. р-р;
- хлорид сурьмы (III), 1 н. р-р;
- держатель для пробирок;
- химические стаканы 4 шт.;
- pH -метр рН-150М;
- спиртовка или газовая горелка;
- стеклянная палочка;
- универсальная индикаторная бумага;
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Определение pH с помощью универсальной индикаторной бумаги

Определите pH растворов, указанных в таблице 1, для этого нанесите каплю раствора на индикаторную бумагу и сравните с цветной шкалой. Запишите полученные значения в таблицу 1.

Опыт 2. Определение значения водородного показателя растворов с помощью pH -метра¹

Соблюдая правила работы на приборе, измерьте pH растворов, указанных в таблице 1. Занесите данные в таблицу 1.

¹ Перед выполнением измерений прибор должен быть настроен по буферным растворам преподавателем или лаборантом.

Правила работы на *pH*-метре рН-150М

1. *pH*-метр типа рН-150М предназначен для измерения величин *pH* растворов, окислительно-восстановительных потенциалов (E , мВ) и температуры растворов (t , °С). В данном приборе для измерения *pH* используется комбинированный электрод, включающий в свою конструкцию индикаторный – стеклянный электрод и электрод сравнения – хлоридсеребряный. (**Электрод является очень хрупким и требует особо бережного обращения!**) Необходимо следить за тем, чтобы комбинированный электрод находился в стакане с раствором так, чтобы уровень жидкости был выше капилляра хлоридсеребряного электрода.

2. Электродную пару промывают дистиллированной водой из промывалки и осторожно осушают фильтровальной бумагой, затем заполняют стакан исследуемым раствором и опускают в него электроды.

3. Включают прибор, нажав сенсорную кнопку «ВКЛ/ВЫКЛ».

4. Нажатием сенсорной кнопки «РЕЖИМ» выбирают режим измерений *pH* и считывают показания прибора с цифрового дисплея.

5. После окончания измерений промывают электрод дистиллированной водой из промывалки и опускают в стакан с дистиллированной водой.

Таблица 1

Электролит	Концентрация, моль/л	<i>pH</i> (измеренный)		<i>pH</i> (рассчитанный)
		Индикаторная бумага	<i>pH</i> -метр	
HCl	0,1			
NaOH	0,1			
CH ₃ COOH	0,1			
NH ₄ OH	0,1			
H ₂ O (дист.)	–			

Задания:

1. Рассчитайте значения pH для указанных растворов по соответствующим формулам, запишите в таблицу 1 и сравните с измеренными значениями pH .
2. Сделайте вывод о точности измерений с помощью индикаторной бумаги и с помощью прибора.

Опыт 3. Определение характера гидролиза солей

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH растворов солей, указанных в таблице 2. Результаты определений запишите в таблицу.

Таблица 2

Формула соли	pH раствора	Характер среды	Тип гидролиза
K_2CO_3			
Na_3PO_4			
NH_4Cl			
$Pb(NO_3)_2$			
$SbCl_3$			
CH_3COONH_4			
$(NH_4)_2CO_3$			

Задание: Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза данных солей.

Опыт 4. Влияние температуры на гидролиз солей

В пробирке с 1 мл дистиллированной воды растворите 1 микрошпатель кристаллического ацетата натрия и добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор, обратив внимание на изменение интенсивности окраски индикатора.

Задание: Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия. Объясните причину изменения интенсивности окраски индикатора. Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

Опыт 5. Влияние разбавления на гидролиз солей

Налейте в пробирку 3–5 капель раствора нитрата висмута (III) и по каплям добавляйте воду до образования белого осадка основной соли – нитрата дигидроксовисмута (III).²

Задание: Составьте уравнение реакции нитрата висмута (III) с водой. Сделайте вывод о влиянии разбавления на протекание процесса гидролиза.

Опыт 6. Обратимость гидролиза

К раствору с осадком основной соли, полученной в предыдущем опыте, прилейте раствор азотной кислоты до растворения осадка. Затем вновь по каплям добавляйте воду до появления осадка (наблюдается помутнение).

Задание: Напишите уравнение реакции нитрата дигидроксовисмута (III) с азотной кислотой, используя знак обратимости.

Опыт 7. Необратимый (полный) гидролиз

К 3–4 каплям раствора сульфата алюминия прилейте 4–5 капель раствора карбоната калия. Наблюдайте выпадение белого осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа.

Задания:

1. Объясните, какие соли способны подвергаться полному гидролизу.
2. Напишите уравнение реакции, протекающей в результате смешивания растворов сульфата алюминия и карбоната калия.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Вычислите *pH* водных растворов электролитов:

- а) 0,001 М HBr; б) 0,5 М H₂SO₄; в) 0,01 М HCN;
г) 0,001 М HCOOH; д) 0,1 М KOH; е) 0,005 М Ba(OH)₂;
ж) 0,01 М NH₄OH; з) 0,001 М NH₄OH.

² В действительности образуется смесь продуктов более сложного состава, в частности, [Bi₆O₄(OH)₄](NO₃)₆·4H₂O и [Bi₆O₅(OH)₃](NO₃)₅·3H₂O.

2. Вычислите pOH , концентрацию катионов водорода и концентрацию гидроксид-анионов в растворе, pH которого равен 4.

3. Вычислите pH воды в реке Дон, концентрация гидроксид-анионов в которой составляет $1,58 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

4. Вычислите pH раствора, в 250 мл которого содержится 0,25 ммоль катионов водорода.

5. Укажите, какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: $NaNO_3$, K_2SO_4 , $CuCl_2$, K_2S , KBr , $CrCl_3$. Для этих солей составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза, укажите реакцию среды.

6. Какая из солей железа (III) подвергается необратимому гидролизу: хлорид, нитрат, ацетат? Запишите уравнение данной реакции в молекулярной форме.

Лабораторная работа №6

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы – наблюдать на опыте особенности протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах, ознакомиться с некоторыми окислителями и восстановителями.

Реактивы и принадлежности:

- бромная вода;
- гидроксид калия, 1 н. р-р;
- гидроксид натрия, 1 н. р-р;
- дихромат калия, 1 н. р-р;
- железный стержень;
- иодид калия, 1 н. р-р;
- крахмал, 5% водный р-р (свежеприготовленный);
- нитрит натрия, 1 н. р-р;
- перманганат калия, 1 н. р-р;
- пероксид водорода, 6% р-р;
- серная кислота, разбавл. (1:4);
- сульфат меди, 1 н. р-р;
- сульфит натрия, 1 н. р-р;
- хлорид хрома (III), 1 н. р-р;
- держатель для пробирок;
- спиртовка или газовая горелка;
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Восстановление ионов Cu^{2+} металлическим железом

В пробирку с 10–15 каплями раствора сульфата меди (II) поместите железный стержень. Через 10–15 минут опишите наблюдаемые изменения поверхности стержня и цвета раствора.

Задание: Составьте уравнение протекающей реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Окислительные свойства перманганат-ионов

а) окисление сульфит-ионов перманганат-ионами в кислой среде

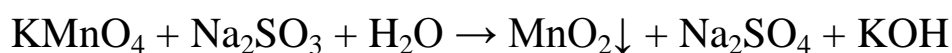
К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения окраски перманганата. Реакция протекает по схеме



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б) окисление сульфит-ионов перманганат-ионами в нейтральной среде

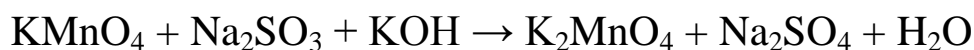
К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте несколько капель раствора нитрита натрия до образования осадка оксида марганца (IV)



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

в) окисление сульфит-ионов перманганат-ионами в щелочной среде

К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте 6–8 капель раствора гидроксида калия и несколько капель раствора нитрита натрия до перехода фиолетовой окраски перманганат-ионов в зеленую окраску манганат-ионов



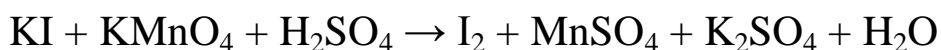
Манганат-ионы в водном растворе неустойчивы и спустя некоторое время зеленый раствор манганата калия буреет. Протекает реакция диспропорционирования



Задание: К данным схемам реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Окисление иодид-ионов перманганат-ионами в кислой среде

К 5–6 каплям раствора иодида калия добавьте 5–6 капель разбавленного раствора серной кислоты и 2–3 капли раствора перманганата калия до исчезновения фиолетовой окраски перманганата и появления желтой окраски иода. Реакция протекает по схеме

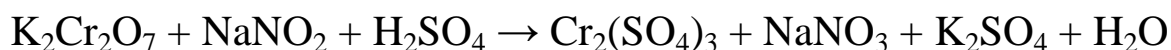


Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Окислительные свойства дихромат-ионов

а) окисление нитрит-ионов

К 2–3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита натрия. Смесь осторожно нагрейте до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+} :



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б) окисление сульфит-ионов

К 2–3 каплям раствора дихромата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора сульфита натрия до перехода оранжевой окраски дихромат-ионов в изумрудно-зеленую окраску ионов Cr^{3+}

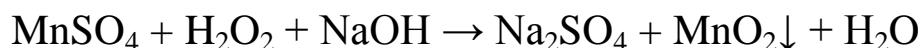


Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) окисление ионов Mn^{2+} пероксидом водорода

К 3–4 каплям раствора сульфата марганца (II) добавьте 3–4 капли раствора гидроксида натрия и 3–4 капли раствора пероксида водорода. В результате взаимодействия выделяется осадок оксида марганца (IV)



Задание: Подберите коэффициенты к данной схеме реакции методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

б) восстановление перманганат-ионов пероксидом водорода

К 3–4 каплям раствора перманганата калия добавьте 3–4 капли разбавленного раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до исчезновения окраски перманганата. Реакция протекает по схеме



Задание: К данной схеме реакции подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

УПРАЖНЕНИЯ

Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите процессы окисления и восстановления, восстановитель и окислитель. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.

1. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
2. $\text{Al} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3$
3. $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
4. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4$
5. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
6. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$
7. $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
8. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
9. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
10. $\text{SnCl}_2 + \text{H}[\text{AuCl}_4] \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Au} + \text{HCl}$

Лабораторная работа №7

Электрохимическая коррозия

Цель работы – ознакомиться на опыте с явлением электрохимической коррозии и некоторыми методами защиты металлов от коррозии.

Реактивы и принадлежности:

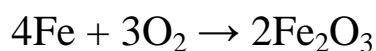
- алюминиевая проволока;
- железная проволока;
- медная проволока;
- нитрат свинца (II), 2 н. р-р;
- серная кислота, 2 н. р-р;
- соляная кислота, 20% р-р;
- сульфат меди (II), 2 н. р-р;
- уротропин, порошок;
- фенолфталеин, 0,1% спирт. р-р;
- формалин, 10% р-р;
- хлорид меди (II), 2 н. р-р;
- хлорид натрия, 3% р-р;
- цинк, гранулы;
- наждачная бумага;
- пипетки;
- фильтровальная бумага;
- штатив с маленькими пробирками.

Внимание! До и после каждого опыта проволоку и гранулы просушить фильтровальной бумагой и зачистить наждачной бумагой.

Теоретическая часть

Коррозия – это самопроизвольное разрушение металлов под воздействием окружающей среды. Движущей силой коррозии является переход из металлического состояния в окисленное состояние (оксиды, гидроксиды), являющееся стабильным для подавляющего большинства металлов в условиях кислородсодержащей внешней среды. Получение металлов из руд требует затрат энергии. Окисление металлов в природных условиях протекает самопроизвольно и сопровождается выделением энергии.

Различают два типа коррозионных процессов: химическая коррозия и электрохимическая. В первом случае процесс представляет гетерогенную химическую реакцию, например:



Химическая коррозия протекает в газах при высокой температуре и в неводных средах.

Все случаи коррозии в присутствии конденсированной воды (во влажной среде) являются *электрохимической коррозией*. Процессы, протекающие при электрохимической коррозии подобны тем, которые протекают при работе гальванического элемента. В качестве примера рассмотрим элемент, состоящий из двух электродов: угольного – катода и цинкового – анода, разделенных малоподвижным электролитом, в котором содержится окислитель MnO_2 . При замыкании электрической цепи на аноде происходит окисление цинка, освободившиеся электроны переходят по внешней цепи на угольный катод, где восстанавливается окислитель (рис. 1).

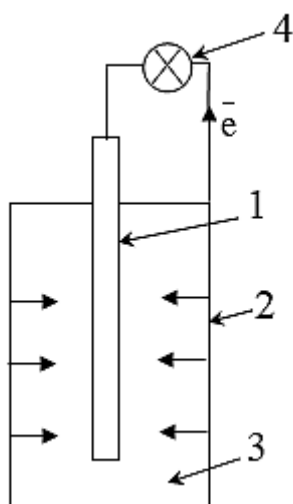
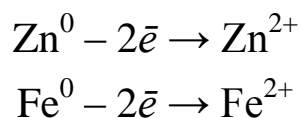


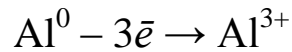
Рис. 1. Принципиальная схема сухого элемента:

- 1 – угольный катод; 2 – цинковый стаканчик(анод);
3 – электролит (паста NH_4Cl); 4 – внешняя нагрузка

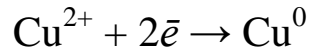
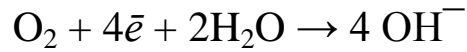
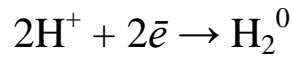
Однако растворение металла возможно и в разомкнутой цепи. В этом случае роль катода выполняют микропримеси. Фактически, поверхность любого металла из-за ее неоднородности представляет собой множество гальванических (коррозионных) элементов. Во время работы микро- или макрогальванических элементов протекают два электродных процесса:

1. Анодный – процесс окисления: переход ионов металла в раствор. Освободившиеся электроны переходят на катодные участки. Например:





2. Катодный – процесс восстановления: окислитель присоединяет электроны. Например:



Анодный и катодный процессы протекают сопряженно, и замедление одного из них приводит к торможению другого.

Наиболее распространенными окислителями являются ионы водорода и растворенный в воде кислород. Электродные потенциалы восстановления ионов водорода и молекулярного кислорода зависят от среды (pH) раствора и упрощенно могут быть оценены по уравнениям, соответственно:

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 pH,$$

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 - 0,059 pH.$$

Эти зависимости для наглядности можно представить графически (рис. 2).

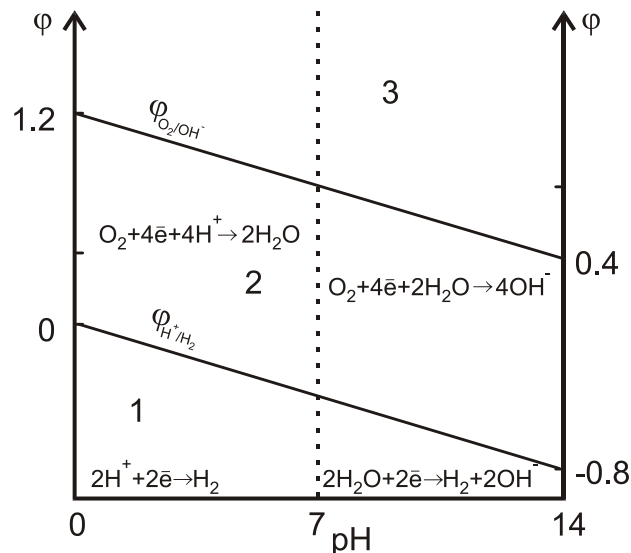


Рис. 2. Зависимость потенциалов водородного и кислородного электродов от pH среды

Величины электродных потенциалов металлов не зависят от pH и описываются уравнением Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{zF} \ln c_{\text{Me}^{z+}},$$

где $\varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}$ – равновесный электродный потенциал; $\varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^0$ – стандартный электродный потенциал; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура; F – число Фарадея; z – число электронов, теряемых металлом; $\ln c_{\text{Me}^{z+}}$ – натуральный логарифм концентрации ионов металла в растворе.

Для стандартных условий (25°C) уравнение Нернста имеет вид

$$\varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{z} \ln c_{\text{Me}^{z+}}.$$

Металлы, расположенные в порядке возрастания величины стандартных потенциалов, образуют ряд напряжений металлов. Чем больше значение потенциала, тем сильнее окислитель (Me^{z+}). Это означает, что чем больше потенциал металла, тем устойчивее он к коррозии в водных растворах.

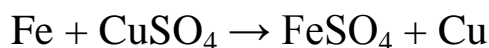
На диаграмме (см. рис. 2) выделены три области:

- Металлы, электродные потенциалы которых попадают в область 1, могут быть окислены ионами водорода (при $pH < 7$) и молекулами воды (при $pH > 7$) с выделением H_2 .
- Металлы, электродные потенциалы которых попадают в область 2, могут быть окислены только кислородом, растворенным в воде. В кислой среде образуется вода, в щелочной – накапливаются гидроксид-анионы.
- Металлы, потенциалы которых оказываются в области 3, не могут быть окислены ни ионами водорода, ни кислородом.

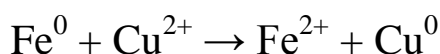
Из этой диаграммы видно, что с повышением pH сила окислителей снижается, а, значит, устойчивость металла к коррозии возрастает. На диаграмме в областях 1 и 2 приведены уравнения восстановления ионов водорода и растворенного кислорода при $pH > 7$ и $pH < 7$.

Если окислителем являются ионы H^+ , то такая коррозия протекает с выделением молекулярного водорода, а если растворенный кислород – то с поглощением кислорода.

Нередко окислителями служат ионы металлов, характеризующиеся более высоким электродным потенциалом. Поэтому существует правило: более активный металл вытесняет (восстанавливает) ионы менее активного металла из раствора его солей:



или в краткой ионной форме



Экспериментальная часть

Опыт 1. Ряд напряжений металлов

В две пробирки налейте по 1–2 мл растворов солей $CuSO_4$ и $Pb(NO_3)_2$. Погрузите в каждый из этих растворов на 10 минут железную проволоку. Какие процессы вы наблюдаете?

Затем в растворы этих солей поместите по грануле цинка. Что наблюдаете? Как это связано с положением металлов в ряду напряжений металлов?

Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Электрохимическая коррозия металлов с выделением водорода. Влияние гальванической пары на скорость коррозии металлов

1. Налейте в две пробирки по 1–2 мл 2 н. раствора серной кислоты. Приготовьте гальванические пары (согласно номеру своего варианта). Для этого плотно скрутите друг с другом тщательно зачищенные наждачной бумагой металлические проволоки:

Вариант	Гальваническая пара
1	железо/цинк
2	железо/медь
3	железо/алюминий

Опустите проволоки в пробирки. Через несколько минут на поверхности металлов появятся пузырьки газа.

Задание: Запишите уравнения анодного и катодного процессов.

2. В пробирку поместите гранулу цинка, налейте 1–2 мл 2 н. раствора серной кислоты. Через несколько минут опустите в пробирку железную проволоку и плотно прижмите ее к поверхности цинка. Что наблюдаете? Какой газ выделился?

Задание: Напишите уравнения анодного и катодного процессов. В чем сущность протекторной защиты?

3. Налейте в две пробирки по 1–2 мл 2 н. раствора серной кислоты. В одну из пробирок добавьте 4–5 капель раствора сульфата меди. В каждую пробирку опустите по грануле цинка. Объясните различную интенсивность выделения водорода.

Задание: Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

Опыт 3. Ингибиторная защита

Налейте в две пробирки по 1 мл раствора соляной кислоты (3:1). В одну из пробирок добавьте 1–2 микрошпателя уротропина или 1 мл 10% раствора формалина. В обе пробирки поместите железную проволоку.

Что наблюдаете? Обратите внимание на более медленное выделение водорода в пробирке с уротропином. Объясните наблюдаемые явления.

Задание: Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

Опыт 4. Влияние ионов хлора на скорость коррозии алюминия

Налейте в одну пробирку 1,5–2 мл раствора сульфата меди, в другую – такой же объем раствора хлорида меди. В каждую из пробирок погрузите алюминиевую проволоку. Что наблюдаете? Какой газ выделяется в пробирке с хлоридом меди?

Задание: Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

Опыт 5. Электрохимическая коррозия металлов с поглощением кислорода

В три пробирки налейте по 2 мл 3% раствора NaCl, добавьте по 2 капли фенолфталеина и перемешайте. В одну пробирку поместите гранулу цинка, в другую – медную проволоку, в третью – гранулу цинка, к поверхности которой плотно прижмите медную проволоку.

Объясните появление бледно-малиновой окраски на поверхности цинка в первой пробирке, отсутствие окраски во второй и появление интенсивной малиновой окраски вокруг медной проволоки в третьей пробирке.

Задание: Напишите уравнения анодного и катодного процессов.

Лабораторная работа №8

Приготовление и определение качества антифризов

Цель работы – приобрести навыки приготовления растворов с заданными свойствами, ознакомиться с методами оценки качества антифризов.

Реактивы и принадлежности:

- дистиллированная вода;
- красители (голубой, красный, желтый);
- этиленгликоль;
- бюретки вместимостью 50 мл;
- капельные пипетки;
- колбы с притертыми крышками;
- мерные цилиндры вместимостью 25, 50 и 100 мл;
- набор ареометров;
- рефрактометр;
- термометр;
- фильтровальная бумага.

Задачи работы

1. Проведение расчета и приготовление антифризов с заданными значениями температур замерзания.
2. Оценка антифриза по внешним признакам (прозрачность, цвет, наличие механических примесей и нефтепродуктов).
3. Определение состава и температуры замерзания промышленно выпускаемого образца антифриза.
4. Проведение расчета по исправлению качества антифриза.

Теоретическая часть

В зимний период эксплуатации автомобилей применяют низкотемпературные охлаждающие жидкости – антифризы. В качестве антифризов могут быть использованы водные растворы солей, спиртов и других соединений. Современные антифризы состоят из этиленгликоля, воды и присадок. В редких случаях вместо этиленгликоля применяют менее токсичный пропиленгликоль. Базовые компоненты, вода и этиленгликоль, составляют 93–97% объема жидкости, остальное – присадки, которые определяют антикоррозионные и антикавитационные свойства, срок эксплуатации, стоимость. Именно по присадкам отличаются друг от друга антифризы разных компаний-производителей: Total, Chevron, BASF, Artec, Honeywell, Техноформ, Тосол-Синтез, и так далее.

Антифризы реализуются либо в виде **концентратов**, либо в виде **готовых к применению** жидкостей. Концентрат антифриза (иногда для него используется аббревиатура «ОЖ-К») содержит только один базовый компонент – этиленгликоль. Предполагается, что воду потребитель добавит самостоятельно, а оптимальное соотношение концентрата и воды составляет для наших широт 50:50. Готовые к применению жидкости уже содержат нужное количество деминерализованной воды и рассчитаны на температуру начала кристаллизации либо -36°C по европейским стандартам, либо -40°C (ОЖ-40) и -65°C (ОЖ-65) по российским стандартам. По составу пакетов присадок современные антифризы делятся на три типа – «карбоксилатные», «гибридные» и «традиционные».

Карбоксилатные антифризы составляют «элиту» охлаждающих жидкостей, они считаются лучшими, как по своим свойствам, так и по сроку эксплуатации. Карбоксилатные антифризы отличаются от других антифризов по технологии производства пакета присадок, основу которого составляют соли карбоновых кислот. В технической литературе и в названиях антифризов встречаются следующие термины для обозначения карбоксилатных технологий: OAT (Organic Acid Technology), LLC (Long Life Coolant), XLC (eXtended Life Coolant), SNF (Silicate Nitrite Free), SF (Silicate Free), G12 (по спецификации VW TL 774D). Принципиальное отличие карбоксилатных антифризов от других состоит в том, в них отсутствуют неорганические присадки, характерные для «традиционных» антифризов.

Гибридные антифризы. В состав их пакетов присадок также входят соли карбоновых кислот и небольшие добавки силикатов (европейская технология) или фосфатов (японская и корейская технологии). В технической литературе гибридные антифризы обозначают: Hybrid Technology, NF (Nitrite Free), G11 (по спецификации VW TL 774C).

Традиционные антифризы. Пакеты присадок таких антифризов состоят из различных комбинаций неорганических веществ – силикатов, фосфатов, боратов, нитритов.

К традиционным антифризам относятся классический Тосол трех марок: АМ (концентрат), А-40 (голубого цвета) и А-

65М (красного цвета). Число в марке антифриза соответствует температуре замерзания.

Этиленгликоль и его водные растворы очень ядовиты!

Поэтому в антифризы добавляют различные красители. Однако отравляющее действие их проявляется только при попадании в желудочно-кишечный тракт, поэтому специальных мер для защиты неповрежденной кожи и дыхательных путей при использовании антифризов не требуется.

Экспериментальная часть

I. Приготовление антифризов

Вариант 1

1. Рассчитайте объем этиленгликоля (плотность 1,113 г/мл при 20°C, 1,11 г/мл при 25°C), который необходимо добавить к 25 мл воды для приготовления антифриза с температурой замерзания -40°C. Криоскопическая постоянная воды $K_{кр} = 1,86$ град·кг/моль.

2. Отмерьте мерным цилиндром, рассчитанный объем этиленгликоля. Постепенно приливайте дистиллированную воду (25 мл) при постоянном перемешивании. Добавьте голубой краситель на кончике микрошпателя и еще раз перемешайте раствор.

3. Перелейте приготовленный раствор в колбу, закройте крышкой.

Вариант 2

1. Рассчитайте объем этиленгликоля (плотность 1,113 г/мл при 20°C, 1,11 г/мл при 25°C), который необходимо добавить к 25 мл воды для приготовления антифриза с температурой замерзания -15°C. Криоскопическая постоянная воды $K_{кр} = 1,86$ град·кг/моль.

2. Отмерьте мерным цилиндром, рассчитанный объем этиленгликоля. Постепенно приливайте дистиллированную воду (25 мл) при постоянном перемешивании. Добавьте желтый краситель на кончике микрошпателя и еще раз перемешайте раствор.

3. Перелейте приготовленный раствор в колбу, закройте крышкой.

Вариант 3

1. Рассчитайте объем этиленгликоля (плотность 1,113 г/мл при 20°C, 1,11 г/мл при 25°C), который необходимо добавить к 25 мл воды для приготовления антифриза с температурой заморозания -20°C. Криоскопическая постоянная воды $K_{кр} = 1,86$ град·кг/моль.

2. Отмерьте мерным цилиндром, рассчитанный объем этиленгликоля. Постепенно приливайте дистиллированную воду (25 мл) при постоянном перемешивании. Добавьте красный краситель на кончике микрошпателя и еще раз перемешайте раствор.

3. Перелейте приготовленный раствор в колбу, закройте крышкой.

II. Оценка качества антифриза по внешним признакам

При оценке антифриза по внешним признакам необходимо обратить внимание на его цвет и наличие механических примесей и нефтепродуктов.

Цвет зависит от специального красителя, добавляемого в антифризы, и может быть желтоватым, желтым, красным и голубым. В любом случае цвет следует сравнивать с указанным на данный антифриз в соответствующем ГОСТе или ТУ. Содержание механических примесей и нефтепродуктов в антифризах не допускается.

III. Определение состава и температуры заморозания антифриза

Вариант 1

Температуру заморозания определяют по плотности *с помощью ареометра*.

1. С помощью химического стакана заполните стеклянный цилиндр образцом испытуемого антифриза.

2. Используя подходящий по пределу измерения ареометр, определите плотность антифриза.

3. Используя табл. 1, определите концентрацию этиленгликоля и температуру замерзания антифриза.

Вариант 2

Температуру замерзания антифриза можно также определить с помощью *рефрактометра*, поскольку концентрационная зависимость показателя преломления водных растворов этиленгликоля является линейной.

1. Используя бюретки, приготовьте три стандартных водных раствора этиленгликоля с объемной долей спирта 20, 50, 70%.

2. Используя термометр, определите температуру растворов.

3. С помощью рефрактометра определите показатели преломления дистиллированной воды, стандартных растворов, этиленгликоля и исследуемого антифриза.

4. Постройте график зависимости показателя преломления при 20°C для желтой спектральной линии n_D^{20} от объемной доли этиленгликоля. Влияние температуры учитывается по формуле

$$n_D^{20} = n_D^t - a(t_0 - t),$$

где n_D^t – измеренный показатель преломления (при температуре t); t_0 – стандартная температура (20°C); t – температура опыта; a – коэффициент (0,0004 град⁻¹).

5. С помощью графика определите объемную долю этиленгликоля в антифризе.

6. Используя табл. 1, определите температуру замерзания антифриза.

IV. Расчет по исправлению качества антифриза

Температуры кипения этиленгликоля и воды соответственно равны 197,5°C и 100°C, поэтому при эксплуатации автомобилей из антифриза в первую очередь будет испаряться вода, а, следовательно, исправление качества охлаждающей жидкости будет сводиться к добавлению в системы охлаждения недостающего количества воды. Если же имеет место утечка антифриза

из системы, то убыль восполняется не водой, а новой порцией антифриза.

Таблица 1. Плотность и температура замерзания смесей технического этиленгликоля и воды

Концентрация этиленгликоля, %	Плотность, кг/м ³	Температура замерзания, °С	Концентрация этиленгликоля, %	Плотность, кг/м ³	Температура замерзания, °С
26,4	1034,0	-10	65,3	1085,5	-65
27,2	1037,6	-12	65,6	1086,0	-66
29,6	1041,0	-14	66,0	1086,3	-67
32,0	1044,3	-16	66,3	1086,6	-68
34,2	1048,0	-18	68,5	1088,8	-66
36,4	1050,6	-20	69,6	1090,0	-64
38,4	1053,3	-22	70,8	1091,0	-62
40,4	1056,0	-24	72,1	1092,3	-60
42,2	1058,6	-26	73,3	1093,7	-58
44,0	1060,6	-28	74,5	1094,7	-56
45,6	1062,7	-30	75,8	1096,0	-54
47,0	1064,3	-32	77,0	1097,3	-52
48,2	1066,3	-34	78,4	1098,3	-50
49,6	1068,0	-36	79,6	1099,7	-48
51,0	1069,6	-38	81,2	1100,7	-46
52,6	1071,3	-40	82,5	1102,3	-44
53,6	1072,6	-42	83,9	1103,3	-42
54,6	1074,0	-44	85,4	1104,3	-40
55,6	1075,3	-46	86,9	1105,4	-38
56,8	1076,6	-48	88,4	1106,6	-36
58,0	1078,0	-50	90,0	1107,7	-30
59,1	1079,0	-52	91,5	1108,7	-36
60,2	1080,3	-54	93,0	1109,6	-34
61,2	1081,3	-56	94,4	1110,3	-32
62,2	1082,3	-58	95,0	1110,5	-28
63,1	1083,3	-60	95,5	1110,7	-27

При необходимости устанавливают показатели качества и принимают решение о его восстановлении путем долива этиленгликоля или воды.

Количество добавляемого этиленгликоля рассчитывается по формуле

$$X = \frac{a - b}{b - k} \cdot V,$$

где X – количество добавляемого этиленгликоля, мл; V – объем анализируемого образца, мл; a – объемная доля (%) воды в анализируемом образце; b – объемная доля (%) воды в исправленном образце; k – объемная доля (%) воды в добавляемом этиленгликоле.

Количество добавляемой воды рассчитывается по формуле

$$U = \frac{c - d}{d} \cdot V,$$

где U – количество добавляемой воды, мл; V – объем анализируемого образца, мл; c – объемная доля (%) этиленгликоля в анализируемом образце; d – объемная доля (%) этиленгликоля в исправленном образце.

Задания:

1. Определите плотность испытуемого образца антифриза с помощью ареометра.
2. Используя табл. 1, определите состав антифриза и температуру его замерзания.
3. Произведите расчет по исправлению качества антифриза по выше приведенным формулам.

Лабораторная работа №9

Способы получения и свойства углеводов

Цель работы – ознакомиться с основными способами получения и свойствами углеводов.

Реактивы и принадлежности:

- смесь обезвоженного ацетата натрия и натронной извести;
- перманганат калия, 1 н. р-р;
- бромная вода;
- смесь этанола с концентрированной серной кислотой (1:2);
- карбид кальция;
- гидроксид диамминсеребра;
- толуол;
- нитрующая смесь:
 HNO_3 (конц) + H_2SO_4 (конц);
- серная кислота, 1 н. р-р;
- поливинилхлорид;
- нитрат серебра, 1 н. р-р;
- держатель для пробирок;
- пробки с газоотводными трубками;
- спиртовка или газовая горелка;
- штатив с большими пробирками;
- штатив с маленькими пробирками.

Опыт 1. Получение метана и его свойства

В большую сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, насыпают слоем 1–2 см смесь обезвоженного ацетата натрия и натронной извести ($\text{NaOH} + \text{CaO}$). Берут 2 маленькие пробирки: в одну помещают 15–20 капель р-ра перманганата калия, в другую – такое же количество бромной воды (р-р Br_2 в воде).

Пробирку со смесью держат горизонтально и нагревают в пламени горелки. Нагревая смесь, поочередно вводят на несколько секунд газоотводную трубку сначала в раствор перманганата калия, а затем в бромную воду. Что наблюдается?

Не прекращая нагревания смеси, зажигают выделяющийся газ. Обратите внимание, метан горит несветящимся пламенем.

Задания:

1. Напишите уравнения реакций получения метана из ацетата натрия, горения метана.
2. Объясните, почему раствор перманганата калия и бромная вода не обесцвечиваются при пропускании через них метана.

Опыт 2. Получение этилена (этена) и его свойства

В большую сухую пробирку помещают 10–15 капель заранее приготовленной смеси этанола с концентрированной серной кислотой. Закрывают пробирку со смесью пробкой с газоотводной трубкой. Берут 2 маленькие пробирки: в одну помещают 15–20 капель раствора перманганата калия, в другую – такое же количество бромной воды.

При нагревании смеси держат пробирку наклонно (*осторожно, кислота!*). Работу проводят в вытяжном шкафу. Нагревая смесь, поочередно вводят на несколько секунд газоотводную трубку сначала в раствор перманганата калия, а затем в бромную воду. Происходит изменение окраски раствора перманганата калия и обесцвечивание бромной воды.

Не прекращая нагревания смеси, поворачивают газоотводную трубку концом вверх и зажигают выделяющийся газ. Он горит светящимся пламенем.

Задания:

1. Напишите уравнения реакций получения этилена дегидратацией этанола; горения этилена; взаимодействия с бромной водой; окисления перманганатом калия (по Вагнеру).
2. Объясните, почему происходит изменение окраски бромной воды и раствора перманганата калия при пропускании через них этилена.

Опыт 3. Получение ацетилена (этина) и его свойства

Готовят три маленькие пробирки: одну с 15–20 каплями раствора перманганата калия, вторую – с таким же количеством бромной воды, третью – с раствором гидроксида диамминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. В большую пробирку помещают кусочек карбида кальция CaC_2 . Добавляют к карбиду кальция несколько капель воды, немедленно закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Работу проводят в вытяжном шкафу.

Выделяющийся ацетилен пропускают последовательно через раствор перманганата калия, бромную воду и раствор гидроксида диамминсеребра до изменения окраски в двух первых

растворах и образования осадка ацетиленида серебра в третьем растворе.

Поджигают выделяющийся ацетилен у конца газоотводной трубки. Убедитесь, что ацетилен горит коптящим пламенем.

Задания:

1. Напишите уравнение реакции получения ацетилена из карбида кальция.
2. Составьте схемы реакций присоединения бромной воды к ацетилену; окисления ацетилена перманганатом калия. Объясните причину изменения окраски бромной воды и раствора перманганата калия при пропускании через них ацетилена.
3. Напишите уравнение реакции образования ацетиленида серебра и объясните её механизм.

Опыт 4. Химические свойства ароматических углеводородов (аренов)

а) нитрование толуола

В пробирку с 5 каплями толуола добавляют 5 капель нитрующей смеси³. Закрыв пробирку пробкой, осторожно встряхивают её. При этом толуол нитруется с образованием нитротолуола, имеющего характерный запах горького миндаля. Работу выполняют осторожно в вытяжном шкафу.

Задание: Напишите уравнения реакций нитрования бензола и нитрования толуола, назовите полученные вещества.

б) окисляемость ароматических углеводородов

В пробирку помещают 6–7 капель толуола, приливают 3–4 капли раствора перманганата калия и 1 каплю серной кислоты. При взбалтывании и нагревании характерная окраска раствора KMnO_4 исчезает, выделяется бурый осадок оксида марганца (IV), боковая цепь при этом окисляется в карбоксильную группу – образуется бензойная кислота.

³ Состав смеси для мононитрования толуола: 35% $\text{HNO}_3(\text{конц.})$, 50% $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})$, 12% H_2O , а для введения второй нитрогруппы необходима безводная смесь, состоящая из 33% $\text{HNO}_3(\text{конц.})$ и 67% $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})$.

Задания:

1. Напишите уравнения реакций окисления толуола и *орто*-ксилола (1,2-диметилбензола).
2. Напишите структурные формулы возможных изомеров диметилбензола и триметилбензола, назовите их по номенклатуре ИЮПАК.

Опыт 5. Разложение поливинилхлорида

В большую сухую пробирку помещают кусочек поливинилхлорида (ПВХ), закрывают пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опускают в маленькую пробирку с 10–15 каплями раствора нитрата серебра. При нагревании ПВХ начинает разлагаться с выделением газообразных продуктов реакции. Раствор нитрата серебра мутнеет в результате образования с выделяющимся хлороводородом осадка хлорида серебра.

Задание: Напишите уравнения реакций:

- 1) получения поливинилхлорида из винилхлорида;
- 2) разложения поливинилхлорида;
- 3) взаимодействия нитрата серебра с хлороводородом.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка Н. Л. Общая химия: [учебное пособие для студентов нехимических специальностей вузов] / Н.Л. Глинка. – 30-е изд., переизд. – Москва: КноРус, 2009. – 746 с.
2. Грандберг И. И. Органическая химия: учебник для бакалавров для студентов вузов, обучающихся по направлениям и специальностям агрономического образования / Грандберг И. И., Нам Н. Л. – 8-е изд. — Москва: Юрайт, 2013. – 608 с.
3. Гельфман М. И. Неорганическая химия [электронный ресурс]: учеб. пособие / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – Изд. 2-е, стер. – Москва: Лань, 2009. – 528 с.
<URL:http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4032>
4. Хомченко Г. П., Цитович И. К. Неорганическая химия. – М.: Гранит, 2009.
5. Егоров В. В. Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы) [Электронный ресурс]. – М.: Лань, 2009.
<URL:http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4025>.
6. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2009.
7. Емельянов Д. Е., Ткаченко С. В. Конспект лекций по теме: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система. Химическая связь». – Воронеж: ВГАУ, 2009.
8. Емельянов Д. Е., Ткаченко С. В. Конспект лекций по теме: «Энергетика химических реакций. Химическая кинетика». – Воронеж: ВГАУ, 2009.
9. Емельянов Д. Е., Ткаченко С. В. Конспект лекций по теме: «Растворы». – Воронеж: ВГАУ, 2010.
10. Емельянов Д. Е., Ткаченко С. В. Конспект лекций по теме: «Окислительно-восстановительные реакции. Электродные процессы. Коррозия металлов». – Воронеж: ВГАУ, 2012.
11. Соколова С. А., Фролова В. В. Основные понятия органической химии. Углеводороды. Органические полимеры: учебное пособие. – Воронеж: ВГАУ, 2013.

42. Какие массы металлического натрия и молекулярного брома потребуются для получения 5,15 г бромида натрия?

Ответы:

- а) 1,15 г Na и 4 г Br₂; в) 4 г Na и 1,15 г Br₂;
б) 2 г Na и 3,15 г Br₂; г) 3 г Na и 2,15 г Br₂.

43. Какая масса серы содержится в 24 г пирита FeS₂?

Ответы:

- а) 8 г; в) 6,4 г;
б) 5,6 г; г) 12,8 г.

44. Плотность иодоводорода по воздуху равна 4,41. Определите плотность этого газа по водороду ($M_{\text{возд}}=29$ г/моль).

Ответы:

- а) 64; в) 32;
б) 128; г) 16.

45. Какая масса сульфата бария образуется при взаимодействии 62,4 г хлорида бария с серной кислотой?

Ответы:

- а) 208 г; б) 70 г; в) 57 г; г) 233 г.

Тест 2. Классы неорганических соединений

1. Какая соль образуется при взаимодействии двух молекул гидроксида натрия с одной молекулой ортофосфорной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

- а) гидрофосфат натрия; в) фосфат натрия;
б) дигидрофосфат натрия; г) фосфат гидроксонатрия.

2. Выведите формулу ангидрида хлорной кислоты (HClO₄)

Ответы:

- а) Cl₂O; в) Cl₂O₇;
б) Cl₂O₅; г) Cl₂O₃.

3. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует двуокись углерода? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) гидроксид аммония; в) вода;
б) соляная кислота; г) аммиак.

4. Определите степень окисления хрома в соединениях: Cr_2O_3 , CrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Ответы:

а) +3, +2, +6, +3;

в) +2, +6, +7, +3;

б) +3, +7, +6, +2;

г) +2, +6, +6, +2.

5. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

а) серная кислота;

в) оксид кальция;

б) гидроксид цинка;

г) вода.

6. Какая формула соответствует гидрофосфату кальция? Изобразите структурную формулу соли.

Ответы:

а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) CaHPO_4 ; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $(\text{CaOH})_3\text{PO}_4$.

7. Какое вещество образуется при взаимодействии оксида алюминия с гидроксидом натрия? Напишите уравнение реакции.

Ответы:

а) $\text{Al}(\text{OH})_3$;

в) NaAlO_2 ;

б) Na_3AlO_3 ;

г) $\text{Al}(\text{OH})_4$.

8. Что характеризует основную соль? Напишите формулу карбоната гидроксимагния.

Ответы:

а) наличие незамещенных ионов водорода;

в) отсутствие незамещенных ионов водорода и гидроксила;

б) наличие незамещенных ионов гидроксила;

г) наличие незамещенных катионов металлов.

9. Выведите формулу ангидрида азотной кислоты.

Ответы:

а) N_2O_5 ;

в) NO_2 ;

б) N_2O_3 ;

г) NO .

10. Как называются соли сероводородной кислоты?

Ответы:

а) сульфаты;

в) сульфиты;

б) сульфиды;

г) тиосульфаты.

11. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует вода? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) оксид марганца (IV); в) аммиак;
б) оксид фосфора (V); г) оксид алюминия.

12. К какому типу оксидов относится оксид алюминия? Напишите уравнения реакций, подтверждающие его свойства.

Ответы:

- а) основной; в) амфотерный;
б) кислотный; г) несолеобразующий.

13. Какая соль образуется при взаимодействии одной молекулы гидроксида калия с одной молекулой ортофосфорной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

- а) фосфат калия; в) дигидрофосфат калия;
б) гидрофосфат калия; г) карбонат калия.

14. Определите степень окисления серы в соединениях: сульфид натрия, сульфит натрия, сульфат натрия.

Ответы:

- а) +4, +6, -2; в) -2, +4, +6;
б) +6, +4, -2; г) 0, +3, +6.

15. С какими из перечисленных веществ реагирует гидроксид алюминия? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) вода; в) гидроксид натрия;
б) соляная кислота; г) аммиак.

16. Составьте основную соль меди и угольной кислоты. Изобразите ее структурную формулу.

Ответы:

- а) $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$; в) CuCO_3 ;
б) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; г) CuOHCO_3 .

17. С какими из перечисленных в ответах веществ реагирует аммиак? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

- а) серная кислота; в) вода;
б) оксид кальция; г) бром.

25. Какая формула соответствует ангидриду хлорноватистой кислоты? Напишите его структурную формулу.

Ответы:

а) Cl_2O_7 ; б) Cl_2O_3 ; в) Cl_2O ; г) Cl_2O_5 .

26. Какая соль образуется при взаимодействии одной молекулы гидроксида калия с одной молекулой угольной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

а) средняя; в) основная;
б) кислая; г) комплексная.

27. Какая кислота образуется при взаимодействии двух молекул воды с одной молекулой оксида фосфора (V)? Напишите уравнение реакции и структурную формулу кислоты.

Ответы:

а) метафосфорная; в) ортофосфорная;
б) пиррофосфорная; г) ортоборная.

28. К какому типу оксидов относится оксид цинка? Напишите уравнения реакций, подтверждающие его свойства.

Ответы:

а) основной; в) амфотерный;
б) кислотный; г) несолеобразующий.

29. Какая соль образуется при взаимодействии одной молекулы гидроксида лития с одной молекулой серной кислоты? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

а) средняя ; в) основная;
б) кислая; г) комплексная.

30. Выведите формулу ангидрида марганцевой кислоты и напишите структурную формулу кислоты.

Ответы:

а) MnO_2 ; б) MnO_3 ; в) Mn_2O_7 ; г) MnO .

31. Сколько молекул серной кислоты необходимо для взаимодействия с двумя молекулами гидроксида меди при образовании основной соли? Напишите уравнение реакции и структурную формулу соли.

Ответы:

Ответы:

а) нитраты;

в) нитриды;

б) нитриты;

г) карбонаты.

45. С какими из перечисленных в ответах веществ будет реагировать гидроксид кальция? Напишите уравнения реакций.

Ответы:

а) вода;

в) железо;

б) оксид углерода (IV);

г) соляная кислота.

16. Какие продукты образуются при взаимодействии оксида кальция и хлороводородной (соляной) кислоты?

Ответы:

а) $\text{CaCO}_3 \downarrow$;

в) K_2SO_4 и $\text{H}_2 \uparrow$;

б) KClO_4 и H_2O ;

г) CaCl_2 и H_2O .

17. Какая из приведенных кислот относится к сильным электролитам?

Ответы:

а) HCl ;

в) CH_3COOH ;

б) H_2CO_3 ;

г) H_2SiO_3 .

18. Какие ионы образуются при диссоциации серной кислоты?

Ответы:

а) H^+ и SO_4^{2-} ;

в) Na^+ и OH^- ;

б) 2H^+ и SO_4^{2-} ;

г) H^+ и NO_3^-

19. Что такое диссоциация?

Ответы:

а) процесс взаимодействия кислоты с основанием;

б) процесс распада вещества на ионы;

в) процесс ускорения химической реакции;

г) процесс образования комплексного иона.

20. Какие вещества называются оксидами?

Ответы:

а) простые вещества неметаллы;

б) сложные вещества, состоящие из 2-х элементов, один из которых кислород;

в) сложные вещества, состоящие из катионов водорода и анионов кислотных остатков;

г) простые вещества металлы.

21. Как называется кислота HNO_3 ?

Ответы:

а) соляная;

в) азотистая;

б) азотная;

г) серная.

22. Какие соли образует серная кислота?

Ответы:

а) хлориды;

в) сульфаты;

б) сульфиды;

г) сульфиты.

52. В какой среде индикатор метиловый оранжевый окрашивается в розово-красный цвет?

Ответы:

- а) в кислой;
- б) в нейтральной;
- в) в щелочной.

53. Что такое гидролиз?

Ответы:

- а) процесс взаимодействия кислоты с основанием;
- б) процесс распада вещества на ионы;
- в) процесс ускорения химической реакции;
- г) процесс взаимодействия веществ с водой.

54. Какая среда в растворе, если $pH = 7$?

Ответы:

- а) кислая;
- б) нейтральная;
- в) щелочная.

55. Что такое буферные растворы?

Ответы:

- а) это растворы, способные сохранять pH постоянным;
- б) это растворы сильных электролитов;
- в) это твердые растворы (сплавы металлов);
- г) это растворы, резко меняющие pH .

56. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?

Ответы:

- а) реакции, протекающие без изменения степени окисления;
- б) реакции, протекающие с изменением степени окисления;
- в) реакции, протекающие без изменения pH ;
- г) реакции, протекающие между кислотой и основанием.

57. Какое значение имеет водородный показатель в 0,1 н. растворе NaOH?

Ответы:

- а) 0;
- б) 1;
- в) 11;
- г) 13.

58. Какая среда в растворе, если $pH = 12$?

Ответы:

- а) кислая;
- б) нейтральная;
- в) щелочная.

59. В какой из приведенных солей протекает гидролиз по катиону (кислая среда $pH < 7$)?

Ответы:

- а) $MgCl_2$;
- б) $NaNO_3$;
- в) KCl ;
- г) Na_2SO_4 .

60. В какой среде индикатор фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет?

Ответы:

- а) в кислой;
- б) в нейтральной;
- в) в щелочной.

61. Как изменится pH ацетатного буферного раствора при разбавлении?

Ответы:

- а) уменьшится;
- б) увеличится;
- в) не изменится.

62. Какая среда в растворе, если $pH = 1$?

Ответы:

- а) кислая;
- б) нейтральная;
- в) щелочная.

63. Какое значение имеет водородный показатель в нейтральной среде?

Ответы:

- а) 0;
- б) 1;
- в) 7;
- г) 10.

64. Какие ионы образуются при диссоциации нитрата магния?

Ответы:

- а) $Mg^{2+} + SO_4^{2-}$;
- б) $Mg^{2+} + 2OH^-$;
- в) $Mg^{2+} + 2NO_3^-$;
- г) $Mg^{2+} + 2NO_2^-$.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1. Названия кислот и их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название соли
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид
HI	иодоводородная	I ⁻	иодид
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид
		HS ⁻	гидросульфид
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид
HSCN	тиоциановодородная (родановая)	SCN ⁻	тиоцианат (роданид)
HNO ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
H ₂ SO ₄	серная	SO ₄ ²⁻	сульфат
		HSO ₄ ⁻	гидросульфат
H ₂ SO ₃	сернистая	SO ₃ ²⁻	сульфит
		HSO ₃ ⁻	гидросульфит
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
HPO ₃	метафосфорная	PO ₃ ⁻	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
		HPO ₄ ²⁻	гидроортофосфат
		H ₂ PO ₄ ⁻	дигидроортофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	дифосфорная (пирофосфорная)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пирофосфат)

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название соли
H_2CO_3	угольная	CO_3^{2-}	карбонат
		HCO_3^-	гидрокарбонат
H_2SiO_3	метакремниевая (кремниевая)	SiO_3^{2-}	метасиликат (силикат)
		HSiO_3^-	гидрометасиликат
H_4SiO_4	ортокремниевая	SiO_4^{4-}	ортосиликат
HBO_2	метаборная	BO_2^-	метаборат
H_3BO_3	ортоборная (борная)	BO_3^{3-}	ортоборат (борат)
HClO_4	хлорная	ClO_4^-	перхлорат
HClO_3	хлорноватая	ClO_3^-	хлорат
HClO_2	хлористая	ClO_2^-	хлорит
HClO	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат (бихромат)
HMnO_4	марганцовая	MnO_4^-	перманганат
H_2MnO_4	марганцовистая	MnO_4^{2-}	манганат
CH_3COOH	этановая (уксусная)	CH_3COO^-	ацетат

Таблица 2. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	OH^-	Cl^-	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	S^{2-}	CH_3COO^-
H^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р
Ca^{2+}	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Р	Р
Mg^{2+}	Н	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Р	Р
Al^{3+}	Н	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	—	Р
Cr^{3+}	Н	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—	Р
Fe^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	—	Р
Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Р
Co^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Zn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Ag^+	—	Н	Р	М	Н	Н	—	Н	Н	Р
Hg^+	—	Н	Р	М	—	Н	—	Н	Н	Р
Hg_2^{2+}	—	Р	Р	Р	—	—	—	Н	Н	Р
Pb^{2+}	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Cu^{2+}	Н	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	Н	Р

Таблица 3. Ряд стандартных электродных потенциалов

Электрод, Red/Ox	Уравнение электродного процесса	Стандартный потенциал φ^0 при 25°C, В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Li	-3,045
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Rb	-2,925
K ⁺ /K	K ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons K	-2,924
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Cs	-2,923
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Mg	-2,363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3 \bar{e} \rightleftharpoons Al	-1,662
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Ti	-1,630
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Mn	-1,179
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Cr	-0,913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3 \bar{e} \rightleftharpoons Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Pb	-0,126
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3 \bar{e} \rightleftharpoons Fe	-0,037
2H⁺/H₂	2H⁺ + 2\bar{e} \rightleftharpoons H₂(Pt)	0
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3 \bar{e} \rightleftharpoons Bi	0,215
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Cu	0,337
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Ag	0,799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Hg	0,854
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons Pt	1,188
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + \bar{e} \rightleftharpoons Au	1,692

Таблица 4. Относительные электроотрицательности
элементов по Полингу

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,10										He –
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne –
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83				Ar –
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr –
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe –
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn –

Таблица 5. Константы и степени диссоциации электролитов

Электролиты	K_d (при 25°C)	pK_d	α , % (0,1 н. р-р при 18°C)
Кислоты			
HCl, HBr, HI, HNO ₃	–	–	92,00
H ₂ SO ₄	–	–	58,00
H ₂ SO ₃	$K_1=1,54 \cdot 10^{-2}$ $K_2=1,02 \cdot 10^{-7}$	1,81	34,00
		6,99	
(COOH) ₂	$K_1=5,60 \cdot 10^{-2}$ $K_2=5,40 \cdot 10^{-5}$	1,25	31,00
		4,27	
H ₃ PO ₄	$K_1=7,10 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,20 \cdot 10^{-8}$ $K_3=5,00 \cdot 10^{-13}$	2,15	27,00
		7,21	
		12,30	
HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18	8,50
HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	3,75	4,20
CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,76	1,30
H ₂ CO ₃	$K_1=4,27 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,68 \cdot 10^{-11}$	6,37	0,17
		10,33	
H ₂ S	$K_1=9,50 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1,20 \cdot 10^{-14}$	7,02	0,07
		13,92	
H ₃ BO ₃	$K_1=5,80 \cdot 10^{-10}$	9,24	0,01
HCN	$5,00 \cdot 10^{-10}$	9,21	0,001
Основания			
NaOH, KOH	–	–	91,00
Ca(OH) ₂	–	–	75,00
Ba(OH) ₂	–	–	69,00
NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75	1,30
Соли			
M ⁺ A ⁻	–	–	80–90
M ⁺ A ₂ ⁻ , M ₂ ⁺ A ⁻	–	–	70–80
M ²⁺ A ₂ ²⁻	–	–	35–45
H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	–	–

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории	4
Доврачебная помощь при ожогах, отравлениях и порезах	5
Форма записи отчета о проделанной лабораторной работе в рабочей тетради.....	7
<i>Лабораторная работа №1. Общие свойства классов неорганических соединений.....</i>	<i>8</i>
<i>Лабораторная работа №2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.....</i>	<i>13</i>
<i>Лабораторная работа №3. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.....</i>	<i>16</i>
<i>Лабораторная работа №4. Электролитическая диссоциация.....</i>	<i>19</i>
<i>Лабораторная работа №5. Водородный показатель. Гидролиз солей.....</i>	<i>25</i>
<i>Лабораторная работа №6. Окислительно-восстановительные реакции.....</i>	<i>30</i>
<i>Лабораторная работа №7. Электрохимическая коррозия.....</i>	<i>34</i>
<i>Лабораторная работа №8. Приготовление и определение качества антифризов</i>	<i>41</i>
<i>Лабораторная работа №9. Способы получения и свойства углеводов</i>	<i>48</i>
Список литературы.....	52
Тесты текущего контроля знаний.....	53
Тесты итогового контроля знаний.....	67
ПРИЛОЖЕНИЯ	79

Учебное издание

*Соколова Светлана Анатольевна
Дьяконова Ольга Вячеславовна
Ткаченко Сергей Владимирович
Перегончая Ольга Владимировна
Данилова Галина Николаевна*

ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для студентов агроинженерного факультета,
обучающихся по направлениям подготовки:
35.03.06 (110800) - «Агроинженерия»,
23.03.03 (190600) - «Эксплуатация транспортно-технологических машин
и комплексов»

Учебное пособие



Компьютерная верстка С. В. Ткаченко
Издается в авторской редакции

Подписано в печать 24.09.2015 г. Формат 60×84 ¹/₁₆
Бумага кн.-журн. П. л. 11,8. Гарнитура Таймс.
Тираж 500 экз. Заказ № 0000

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Воронежский государственный аграрный университет имени императора Петра I»
Типография ФГБОУ ВПО Воронежский ГАУ. 394087, Воронеж, ул. Мичурина, 1
Информационная поддержка: <http://tipograf.vsau.ru>

Отпечатано с оригинал-макета заказчика. Ответственность за содержание
предоставленного оригинал-макета типография не несет.
Требования и пожелания излагайте авторам данного издания

