

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Пензенский государственный университет
архитектуры и строительства»
(ПГУАС)

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления «Техносферная безопасность»

Пенза 2015

УДК 546.(076.5)
ББК 24.1я73
О-28

Рекомендовано Редсоветом университета

Рецензент – кандидат технических наук, доцент Р.В. Тарасов
(ПГУАС)

Общая и неорганическая химия: методические указания к лабораторным работам / Н.Г. Вилкова, А.В. Нуштаева, А.А. Шумкина. – Пенза: ПГУАС, 2014. – 32 с.

Представлены лабораторные работы по дисциплине «Химия» (раздел «Общая и неорганическая химия»).

Методические указания подготовлены на кафедре «Физика и химия» и предназначены для студентов 1-го курса направления 20.03.01 «Техносферная безопасность», изучающих дисциплину «Химия» (раздел «Общая и неорганическая химия»).

© Пензенский государственный университет
архитектуры и строительства, 2015
© Вилкова Н.Г., Нуштаева А.В.,
Шумкина А.А., 2015

ПРЕДИСЛОВИЕ

Лабораторные работы по дисциплине «Химия» (раздел «Общая и неорганическая химия») способствуют выработке у студентов умений применять на практике теоретические знания, полученные на лекциях или в ходе самостоятельной работы. При выполнении лабораторных работ студенты приобретают навыки постановки эксперимента, обработки и анализа экспериментальных данных.

Методические указания состоят из 9 лабораторных работ, представляющих разделы дисциплины «Химия» (раздел «Общая и неорганическая химия») для направления «Техносферная безопасность». Программа дисциплины (в соответствии с ФГОС ВПО) содержит разделы:

- Химическое движение.
- Вещества живой и неживой природы.
- Классификация неорганических соединений.
- Агрегатное и другие состояния вещества.
- Реакционная способность вещества.
- Периодическая система элементов.
- Химическая связь и строение молекул.
- Энергетика химических процессов.
- Химическая кинетика. Химическое равновесие.
- Растворы. Дисперсные системы и коллоидные растворы.
- Неметаллы.
- Естественные и искусственные строительные камни.
- Металлы.
- Свойства металлов.

Методические указания рекомендуются для использования студентами 1-го курса очной формы обучения по направлению 20.03.01 «Техносферная безопасность» при изучении курса «Химия» (раздел «Общая и неорганическая химия»).

Изложенные материалы представлены в объеме, достаточном для самостоятельной подготовки студентов к лабораторным занятиям в рамках учебной программы дисциплины.

Не вошли специальные вопросы общей химии вследствие ограниченного числа часов, отведенных на лекционный курс и лабораторный практикум. К числу таких вопросов относятся сведения о качественном и количественном анализе веществ и физико-химические методы анализа. Эти вопросы предлагаются студентам для самостоятельного изучения.

ВВЕДЕНИЕ

Общие указания к выполнению лабораторных работ.

Лабораторные занятия позволяют студентам усвоить законы и теоретические положения химии, уяснить влияние различных условий на течение химических процессов, ознакомиться со свойствами наиболее важных элементов и их соединений.

Лабораторные работы приносят пользу лишь в том случае, если выполняются сознательно, не механически. Поэтому перед каждым лабораторным занятием необходимо изучить теоретическое введение и прочитать описание техники выполнения предстоящей лабораторной работы.

Если нет специальных указаний преподавателя, опыты должны проводиться в точном соответствии с их описанием в данных методических указаниях.

Без разрешения преподавателя нельзя проводить никаких опытов, не предусмотренных планом.

По окончании каждого занятия, перед уходом из лаборатории, студент должен привести в порядок свое рабочее место.

При выполнении лабораторных работ могут потребоваться сведения, отсутствующие в описаниях выполнения опытов. Эти сведения имеются в приложениях, помещенных в конце данного издания:

1. Названия кислот и их кислотных остатков.
2. Стандартные энтропии и энтальпии образования некоторых веществ.
3. Плотность и массовые доли водных растворов некоторых солей.
4. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов.
5. Растворимость солей и оснований в воде.
6. Стандартные электродные потенциалы металлов.
7. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

Оформление рабочей тетради.

Во время проведения опытов следует внимательно наблюдать за всеми изменениями, происходящими с веществами в результате реакций.

Результаты наблюдений студент должен записать сразу же после каждого опыта в рабочую тетрадь.

На обложке рабочей тетради указываются фамилия студента, его шифр и номер группы.

Студент должен записать:

- условия, при которых производится опыт;
- наблюдения (образование осадка, изменение цвета раствора или осадка, выделение или поглощение теплоты, газообразование и т.д.);
- уравнения происходящих реакций;

- расчеты и выводы.

В случае работы с прибором следует нарисовать его схему.

По окончании каждой лабораторной работы рабочая тетрадь должна быть представлена преподавателю для проверки и подписи.

Правила пользования реактивами.

1. Взяв для проведения опыта раствор из склянки, надо сразу же закрыть ее пробкой и поставить на место.
2. Реактив, оставшийся неиспользованным, нельзя выливать обратно в склянку, из которой он был взят.
3. Не следует брать реактивы с соседних столов.
4. Реактивы общего пользования нельзя уносить на свои рабочие места.

Техника безопасности проведения работ в химической лаборатории.

1. Все работы с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.
2. При работе с легковоспламеняющимися веществами запрещается использовать открытый огонь.
3. При нагревании пробирки с веществом держать ее следует отверстием в сторону от себя, а также в сторону от соседа.
4. При нагревании жидкости нельзя наклоняться над сосудом, так как в лицо могут попасть брызги.
5. Для определения запаха газа надо осторожно направлять рукой его поток к себе.
6. Для разбавления концентрированных кислот вливать их в воду небольшими порциями, при тщательном перемешивании. Особую осторожность соблюдать при разбавлении серной кислоты.
7. При работе с твердыми щелочами глаза следует закрывать защитными очками, а руки — резиновыми перчатками.
8. Ни в коем случае не брать в руки щелочные металлы. Их обрезки сдавать дежурному лаборанту и остерегаться попадания в них воды.
9. Попавшую на лицо или руки кислоту тотчас же смыть сильной струей воды и на обожженное место наложить повязку из ваты, смоченной слабым раствором гидрокарбоната натрия.
10. Попавшую на лицо или руки щелочь смыть сильной струей воды (пока кожа не перестанет быть скользкой) и на обожженное место наложить повязку из ваты, смоченной слабым раствором борной кислоты.
11. Обожженную горячими предметами кожу смочить крепким раствором перманганата калия.
12. При ранении стеклом необходимо убедиться, что в ранке не осталось стекла, быстро обтереть края ранки ватой, смоченной спиртом, смазать йодом и наложить повязку.

Лабораторная работа № 1

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Получение оксидов разложением гидроксидов.*

Ход работы. В пробирку налить 1 см³ раствора CuSO₄ и прилить избыток раствора NaOH. Полученный осадок нагреть на пламени горелки. Объяснить почернение осадка и написать уравнение реакции.

Опыт 2. *Отношение оксидов к кислотам и щелочам.*

Ход работы. Осадок в пробирке, полученный в опыте №1, разделить на две части. В одну пробирку с осадком прилить избыток раствора H₂SO₄, в другую – избыток раствора NaOH. В какой из пробирок наблюдается растворение осадка? Написать уравнение этой реакции.

Опыт 3. *Получение гидроксида взаимодействием оксида кальция с водой.*

Ход работы. В пробирку внести 0,1-0,2 г оксида кальция, прилить 3-5 см³ дистиллированной воды и энергично взболтать, после чего прибавить 1-2 капли фенолфталеина. Как изменяется цвет раствора? Написать уравнение реакции.

Опыт 4. *Получение гидроксидов взаимодействием соли со щелочью.*

Ход работы. В две пробирки (порознь) налить растворы хлорида железа(III) и сульфата марганца(II). В обе пробирки прилить раствор NaOH. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 5. *Амфотерные свойства гидроксида алюминия.*

Ход работы. В пробирку налить 2-3 см³ раствора сульфата алюминия и по каплям – раствор NaOH до образования осадка. Смесь взболтать и вместе с осадком разлить в две пробирки. В первую пробирку влить раствор H₂SO₄, во вторую – раствор NaOH до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций.

Опыт 6. *Взаимодействие солей с кислотами.*

Ход работы. Налить в две пробирки (порознь) 2-3 см³ растворов хлорида бария и нитрата свинца(II). Добавить в каждую пробирку 1 см³ раствора серной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 7. *Взаимодействие солей между собой.*

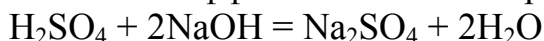
Ход работы. В одну пробирку налить по 1 см³ раствора хлорида натрия и нитрата серебра, во вторую – по 1 см³ раствора нитрата бария и сульфата натрия, в третью – по 1 см³ нитрата свинца(II) и йодида калия. Зафиксировать в результатах наблюдений цвет образующихся осадков. Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 2 ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.*

Для определения теплового эффекта химической реакции



используют калориметрическую установку.

Взвесьте сухой калориметрический стакан на технических весах, запишите его массу - $m_{\text{ст}}$.

Отмерьте цилиндром определенный (80 или 100 см³) объем раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 1 моль/л. Вылейте раствор в калориметрический стакан и, перемешивая с помощью магнитной мешалки, определите начальную температуру раствора – $t_{\text{н}}$. Затем добавьте такой же объем кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л, закройте стакан крышкой, перемешайте раствор магнитной мешалкой и запишите максимальную (конечную) температуру – $t_{\text{к}}$.

Используя полученные данные, рассчитайте следующие параметры:

1) Разницу температур ΔT (К) по формуле

$$\Delta T = T_{\text{к}} - T_{\text{н}}$$

2) Суммарную массу раствора, находящегося в калориметре (плотность раствора ρ можно принять равной 1 г/см³):

$$m_{\text{р}} = (V_{\text{кисл.}} + V_{\text{щел.}})\rho.$$

3) Теплоемкость системы C (Дж/К) как сумму теплоемкостей раствора и стеклянного стакана:

$$C = C_{\text{р}} m_{\text{р}} + C_{\text{ст}} m_{\text{ст}},$$

где $C_{\text{р}}$ – удельная теплоемкость раствора, $C_{\text{р}} = 4,184$ Дж/(г·К);

$C_{\text{ст}}$ – удельная теплоемкость стекла, $C_{\text{ст}} = 0,753$ Дж/(г·К);

$m_{\text{ст}}$ – масса стакана, г.

4) Количество теплоты q (Дж), выделившейся в калориметре:

$$q = C\Delta T.$$

5) Число моль n полученной воды:

$$n = C_{\text{щел}} V_{\text{щел}},$$

где $C_{\text{щел}}$ – молярная концентрация раствора щелочи NaOH, моль/л;

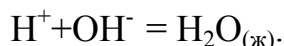
$V_{\text{щел}}$ – объем гидроксида натрия, взятый для опыта, л.

6) Тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции нейтрализации:

$$\Delta H = -\frac{q}{n}.$$

Задание 1. *Термодинамический расчет изменения стандартной энтальпии реакции нейтрализации.*

Согласно теории электролитической диссоциации реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием сводится к уравнению



Произведите расчет стандартной энтальпии $\Delta_r H^0_{298}$ реакции нейтрализации, используя данные, приведенные в табл. 1, по уравнению

$$\Delta_r H^0 = (c \cdot \Delta_f H^0_{\text{C}} + d \cdot \Delta_f H^0_{\text{D}}) - (a \cdot \Delta_f H^0_{\text{A}} + b \cdot \Delta_f H^0_{\text{B}}),$$

где a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты, а $\Delta_f H^0$ – стандартные теплоты образования веществ.

Т а б л и ц а 1

Стандартные значения термодинамических функций

	H^+	OH^-	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	0	-230,0	-286,0
S^0_{298} , Дж/моль	0	-10,5	70,0

Сравните полученное расчетное значение $\Delta_r H^0_{298}$ с экспериментальной величиной теплового эффекта ΔH , измеренной при комнатной температуре в опыте 1.

Аналогично рассчитайте изменение энтропии $\Delta_r S^0_{298}$ для этой реакции. Вычислите изменение энергии Гиббса $\Delta_r G^0_{298}$ для реакции нейтрализации при температуре 298 К по уравнению

$$\Delta_r G^0_{298} = \Delta_r H^0_{298} - T \Delta_r S^0_{298}$$

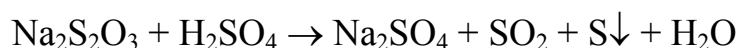
Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания процесса в стандартных изобарно-изотермических условиях.

Лабораторная работа № 3 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт основан на реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Помутнение раствора в результате выделения коллоидной серы дает возможность установить конец реакции, зафиксировать время ее протекания при разных концентрациях исходных веществ и таким образом определить приближенно скорость реакции.

Скорость реакции в данном опыте выражается в условных единицах как величина, обратно пропорциональная времени протекания процесса.

Данные опыта необходимо занести в табл. 2.

Т а б л и ц а 2

Экспериментальные результаты определения
относительной скорости реакции

№ опыта	Объем растворов, см ³			Относительная концентрация (C) Na ₂ S ₂ O ₃	Время появления суспензии, с	Относительная скорость реакции, с ⁻¹	Сравнение скоростей
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄				
1	5	10	10	1			
2	10	5	10	2			
3	15	0	10	3			

Ход работы:

1. В три пронумерованных химических стаканчика (емкостью 50 см³ или 100 см³) отмерьте мерными пробирками указанные в таблице объемы раствора тиосульфата и воды в миллилитрах.

2. В три пробирки отмерьте мерной пробиркой по 10 см³ серной кислоты.

3. Влейте одновременно в каждый из стаканов отмеренные объемы серной кислоты из пробирок и включите секундомер. Быстро перемешайте растворы.

4. Запишите в табл. 2 время τ протекания реакций в каждом из стаканов. Время определяют по появлению мутности в растворе.

5. Вычислите относительную скорость реакции в каждом стаканчике по формуле

$$v_{\text{отн}} = 1/\tau,$$

где $v_{\text{отн}}$ – относительная скорость реакции, с⁻¹;

τ – время от начала опыта до появления признаков суспензии (помутнение раствора), с.

6. Сравните скорости реакции, соответствующие разным относительным концентрациям тиосульфата натрия, для чего скорости реакций для C_2 и C_3 разделите на скорость для C_1 , т.е. примите скорость реакции для C_1 равной единице. Данные занесите в табл. 2.

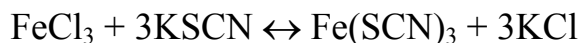
7. По экспериментальным данным постройте график зависимости относительной скорости реакции $v_{\text{отн}}$ от относительной концентрации $C_{\text{отн}}$.

8. Запишите выражение закона действия масс для данной химической реакции.

9. По характеру полученной кривой $v_{\text{отн}}(C_{\text{отн}})$ сформулируйте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт 2. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ.

Данный опыт основан на изменении окраски раствора при взаимодействии хлорида железа(III) и роданида калия:



Из веществ этой системы только роданид железа(III) интенсивно окрашен в вишневый цвет. Хлорид железа(III) в растворах имеет желтую окраску, растворы роданида калия и хлорида калия – бесцветны. Поэтому по изменению интенсивности окраски раствора, при добавлении в него одного из веществ, можно судить о смещении химического равновесия.

Ход работы:

1. В пробирку налейте 2-3 капли концентрированного раствора хлорида железа(III) и столько же концентрированного раствора роданида калия, прилейте дистиллированной воды почти доверху. Полученный окрашенный раствор перемешайте (путем переливания из одной пробирки в другую) и разлейте в четыре пробирки приблизительно поровну.

2. В первую пробирку добавьте две капли концентрированного раствора FeCl_3 ; во вторую – две капли раствора KSCN ; в третью – несколько кристаллов KCl . Четвертая пробирка – контрольный раствор.

3. Сравнивая с контрольной пробиркой, определите изменение интенсивности окраски раствора и, соответственно, направление смещения равновесия в каждой пробирке (вправо или влево). Результаты занесите в табл. 3.

Т а б л и ц а 3

Экспериментальные результаты
определения направления смещения равновесия

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски (сильнее, слабее)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1			
2			
3			
4	контрольная пробирка		

4. Запишите математическое выражение закона действия масс для прямой и обратной реакций ($\nu_{\text{пр}}$ и $\nu_{\text{обр}}$) и выражение для константы равновесия (K_C).

5. По экспериментальным данным сформулируйте вывод о направлении смещения равновесия: а) при увеличении концентрации исходных веществ; б) при увеличении концентрации продуктов реакции.

Лабораторная работа № 4 РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

Экспериментальная часть

1. Правила взвешивания на теххимических весах

Для приготовления растворов в большинстве случаев нужно производить взвешивание. Очень часто взвешивание выполняют с точностью до 0,01 г, для этого используют теххимические весы.

Главными составными частями этих весов являются колонка и коромысло. К коромыслу весов прикреплена стрелка-указатель, а за стрелкой находится шкала с делениями. За качанием коромысла наблюдают с помощью этой стрелки. В рабочее состояние весы приводят осторожным поворотом по часовой стрелке рукоятки арретирующего устройства*. К весам прилагается разновес. Разновесом называется набор гирек, а каждая гирька называется разновеской.

Приступая к взвешиванию, прежде всего следует убедиться, что весы исправны и показаниям их можно верить. Для этого опускают арретир и наблюдают за качанием стрелки. Если отклонение стрелки в обе стороны от нуля шкалы равны или отличаются на 1-2 деления, то весы считаются верными. Если отклонение в одну из сторон будет больше, чем в другую, нужно отрегулировать весы, подвинчивая в ту или иную сторону грузики на концах коромысла. Убедившись в равновесии весов, приступают к взвешиванию.

Взвешиваемое вещество помещают на левую чашку весов, а на правую пинцетом кладут разновески. Разновески помещают на чашки весов в определенном порядке, начиная с самых крупных. Снимать и класть разновески следует только при арретированных** весках. Положив разновеску, освобождают арретир и следят за стрелкой весов. Если равновесия нет, вновь арретируют весы и прибавляют следующую порцию взвешиваемого вещества и продолжают до тех пор, пока не будет достигнуто равновесие. Взвешивание можно считать законченным, когда отклонение стрелки в правую и левую стороны от средней черты шкалы станет одинаковым или будет отличаться менее чем на 1-2 деления.

После взвешивания ничего нельзя оставлять на весах. По окончании работы весы нужно привести в порядок – арретировать их, а разновески и пинцет уложить в футляр.

* Винт-крепление чашек весов.

** Закрепленных.

2. Определение плотности раствора с помощью ареометра.

Определение концентрации раствора по плотности

Концентрацию раствора (содержащего одно растворенное вещество) иногда характеризуют величиной его плотности, так как определенной плотности раствора при данной температуре соответствует определенное содержание вещества в растворе. Измерив плотность раствора, можно по таблицам найти его концентрацию. Плотность растворов определяют с помощью ареометра. Его применение основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет равна массе самого тела.

Ареометр представляет собой стеклянную трубку, нижняя расширенная часть которой заполнена металлической дробью, залитой слоем смолы. В узкой верхней части ареометра имеется шкала с делениями. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости.

Для определения плотности исследуемого раствора его наливают в стеклянный цилиндр. Размер цилиндра должен соответствовать размеру ареометра. Жидкость нельзя наливать в цилиндр до краев во избежание ее переливания при погружении ареометра. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Погружать ареометр в испытываемую жидкость следует осторожно, не касаясь стенок цилиндра. Ареометр не выпускают из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Отсчет по делениям шкалы ареометра производят по нижнему мениску жидкости.

По окончании работы ареометр промывают в воде и, вытерев его насухо, убирают в специальный футляр. Измеренную плотность ($\rho_{\text{опыт}}$) необходимо записать в рабочую тетрадь.

От плотности раствора переходят к концентрации, пользуясь специальными таблицами (прил. 3). Если табличные данные точно не совпадают с показаниями ареометра, то концентрацию определяют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним). Для вычисления концентрации раствора методом интерполяции можно воспользоваться формулой

$$\omega_{\text{опыт}} = \omega_1 + \frac{(\omega_2 - \omega_1) \cdot (\rho - \rho_1)}{\rho_2 - \rho_1},$$

где $\omega_{\text{опыт}}$ – массовая доля, вычисленная опытным путем, %;

ρ – плотность данного раствора, г/мл;

ρ_1 и ρ_2 – ближайшие значения плотностей растворов (см. прил. 3) с недостатком и избытком, соответственно, г/см³;

ω_1 и ω_2 – концентрации растворов, соответствующие плотностям ρ_1 и ρ_2 , %.

Ошибка опыта:

$$\Delta\omega = \frac{|\omega_{\text{теор}} - \omega_{\text{опыт}}|}{\omega_{\text{теор}}} \cdot 100\%,$$

где $\omega_{\text{теор}}$ – теоретическое (заданное) значение массовой доли.

Опыт 1. *Приготовление растворов с заданной массовой долей.*

Приготовьте раствор с заданной массовой долей (по вариантам). Для приготовления раствора с заданной массовой долей рассчитайте массы растворенного вещества и воды. На техномических весах взвесьте необходимую массу растворяемого вещества и отмерьте мерным цилиндром дистиллированную воду. Навеску вещества и воду поместите в химический стакан (или колбу) и перемешивайте до полного растворения вещества, перенесите приготовленный раствор в цилиндр.

Определите ареометром плотность приготовленного раствора и его массовую долю, соответствующую плотности. Установите величину расхождения найденной концентрации с заданной.

Вычислите молярную, нормальную и моляльную концентрации. Определите титр и молярную долю приготовленного раствора.

Варианты заданий:

- 1.1. Приготовьте 120 г раствора с массовой долей хлорида натрия 3 %.
- 1.2. Приготовьте 90 г раствора с массовой долей хлорида натрия 5%.
- 1.3. Приготовьте 110 г раствора с массовой долей хлорида натрия 2%.
- 1.4. Приготовьте 130 г раствора с массовой долей хлорида натрия 1 %.
- 1.5. Приготовьте 100 г раствора с массовой долей хлорида натрия 4 %.
- 1.6. Приготовьте 110 г раствора с массовой долей карбоната натрия 3 %.
- 1.7. Приготовьте 100 г раствора с массовой долей карбоната натрия 5 %.
- 1.8. Приготовьте 130 г раствора с массовой долей карбоната натрия 2 %.
- 1.9. Приготовьте 140 г раствора с массовой долей карбоната натрия 1 %.
- 1.10. Приготовьте 120 г раствора с массовой долей карбоната натрия 12 %.

Пример 1. Приготовить 130 г раствора с массовой долей хлорида натрия 1,5 %. Измерить плотность полученного раствора, вычислить все остальные концентрации для этого раствора.

Для приготовления раствора необходимо:

- 1) вычислить массу хлорида натрия (NaCl) по формуле
 $m(\text{NaCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaCl}) / 100\% = 130 \cdot 1,5 / 100 = 1,95 \text{ г};$
- 2) взвесить эту массу хлорида натрия на весах и перенести в коническую колбу вместимостью 250 мл;
- 3) определить массу воды для приготовления раствора по формуле
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaCl}) = 130 - 1,95 = 128,05 \text{ г};$
- 4) вычислить объём воды, учитывая, что плотность воды $\rho(\text{H}_2\text{O})$ равна 1 г/см^3 , по формуле $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 128,05 / 1 = 128 \text{ см}^3;$
- 5) отмерить указанный в п.4 объём воды цилиндром и перенести воду в ту же колбу, в которую помещена масса хлорида натрия (см. п.2);

б) перемешать содержимое колбы круговым вращением колбы до полного растворения хлорида натрия. Перенести полученный раствор в цилиндр и измерить плотность данного раствора, $\rho(\text{раствора}) = 1,01 \text{ г/см}^3$.

Вычисляем молярную концентрацию $C(\text{NaCl})$ приготовленного раствора по формуле $C(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / (M(\text{NaCl}) \cdot V(\text{раствора})) = 1,95 / (58,5 \cdot 0,129) = 0,26 \text{ моль/л}$ (где $V(\text{раствора}) = m(\text{раствора}) / \rho(\text{раствора}) = 130 : 1,01 = 129 \text{ см}^3 = 0,129 \text{ л}$).

Определяем нормальную концентрацию $C_{\text{эк}}(\text{NaCl})$ приготовленного раствора по формуле $C_{\text{эк}}(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / (M_{\text{эк}}(\text{NaCl}) \cdot V(\text{раствора})) = 1,95 / (58,5 \cdot 0,129) = 0,26 \text{ г/моль} = 0,26 \text{ н}$.

Вычисляем молярную концентрацию приготовленного раствора по формуле

$$C_m(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / (M(\text{NaCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})) = 1,95 / (58,5 \cdot 0,128) = 0,26 \text{ моль/кг}.$$

Находим молярную долю хлорида натрия в приготовленном растворе по формуле $X_{(\text{NaCl})} = n(\text{NaCl}) / (n(\text{NaCl}) + n(\text{H}_2\text{O})) = 0,033 / (0,033 + 7,114) = 0,005$, где $n(\text{в}) = m(\text{в}) / M(\text{в})$.

Определяем титр приготовленного раствора по формуле

$$T_{(\text{NaCl})} = m(\text{NaCl}) / V(\text{NaCl}) = 1,95 / 129 = 0,015 \text{ г/см}^3.$$

Опыт 2. Приготовление растворов с заданной молярной или нормальной концентрацией.

Определите массу растворяемого вещества, необходимую для приготовления раствора (по вариантам). Рассчитанную массу вещества взвесьте на часовом стекле или в стаканчике на теххимических весах. В мерную колбу (на 100, 200 или 250 мл, в зависимости от варианта) вставьте воронку и перенесите в нее навеску вещества. Часовое стекло над воронкой обмойте небольшим количеством воды и смойте всю навеску в колбу. Постепенно добавляя воду и перемешивая жидкость легким круговым движением колбы, добейтесь полного растворения навески. Объем раствора при этом не должен превышать $2/3$ объема колбы. Добавляя воду, доведите уровень жидкости в колбе до метки. Плотно закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, перевернув несколько раз колбу вверх дном, держа ее за горлышко правой рукой и придерживая пробку большим пальцем.

Измерьте плотность раствора. Рассчитайте все остальные концентрации полученного раствора.

Варианты заданий:

- 2.1. Приготовьте 200 мл 0,6 М раствора хлорида натрия.
- 2.2. Приготовьте 100 мл 0,3 М раствора хлорида натрия.
- 2.3. Приготовьте 250 мл 0,2 М раствора хлорида натрия.
- 2.4. Приготовьте 100 мл 0,5 н раствора хлорида натрия.
- 2.5. Приготовьте 200 мл 0,4 н раствора хлорида натрия.
- 2.6. Приготовьте 100 мл 0,2 М раствора карбоната натрия.
- 2.7. Приготовьте 250 мл 0,3 М раствора карбоната натрия.
- 2.8. Приготовьте 100 мл 0,6 н раствора карбоната натрия.
- 2.9. Приготовьте 200 мл 0,5 н раствора карбоната натрия.
- 2.10. Приготовьте 250 мл 0,4 н раствора карбоната натрия.

Пример 2. Приготовить 250 мл 0,2 М раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), измерить плотность полученного раствора, вычислить все остальные концентрации для этого раствора.

Для приготовления раствора необходимо:

1) вычислить массу карбоната натрия:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2 \text{ моль/л} \cdot 106 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ л} = 5,3 \text{ г};$$

2) взвесить эту массу карбоната натрия на весах и перенести в мерную колбу вместимостью 250 мл, прилить дистиллированной воды, перемешать содержимое колбы круговым вращением до полного растворения карбоната натрия. Довести дистиллированной водой объем раствора до метки, указанной на горле колбы по нижнему мениску, перемешать.

3) Перенести полученный раствор в цилиндр и измерить плотность данного раствора.

4) Вычисление других концентраций приготовленного раствора проводить так, как указано в примере № 1, предварительно определив массу приготовленного раствора по формуле

$$m(\text{раствора}) = V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}).$$

Лабораторная работа № 5 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Смещение ионного равновесия при увеличении концентрации одного из ионов взятого электролита.*

Ход работы. В две пробирки налейте по 1-2 см³ раствора с массовой долей гидроксида аммония 1 % и добавьте по 3 капли фенолфталеина. В первую пробирку добавьте на 3/4 объема насыщенного раствора хлорида аммония, а во вторую – столько же воды. Объясните изменение окраски раствора.

Опыт 2. *Смещение ионного равновесия при увеличении концентрации одного из ионов взятого электролита.*

Ход работы. В пробирку налейте 2-3 см³ сильно разбавленной уксусной кислоты. Добавьте несколько капель раствора метилоранжа. Кислоту разлейте в две пробирки, добавьте к одной из них несколько кристалликов ацетата натрия. Объясните изменение окраски индикатора.

Опыт 3. *Влияние концентрации ионов водорода на скорость реакции.*

Ход работы. В одну пробирку налейте 1-2 см³ 0,1 М раствора хлороводородной кислоты, а в другую – столько же 0,1 М раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавьте по одинаковому кусочку цинка. С какой кислотой реакция идет быстрее? Дать объяснение этому явлению.

Опыт 4. *Ионные реакции с образованием труднорастворимых соединений.*

Ход работы. В каждую из пробирок налейте по 1-2 см³ растворов следующих солей: а) карбоната натрия и хлорида бария; б) сульфата меди и гидроксида натрия; в) йодида калия и нитрата свинца(II). Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций, отметив цвета образующихся осадков.

Опыт 5. *Влияние реакции среды на диссоциацию амфотерного электролита.*

Ход работы. К раствору сульфата цинка осторожно по каплям прилейте раствор NaOH до образования осадка. Полученный осадок разлейте на две части и в первую пробирку прилейте избыток хлороводородной кислоты, а во вторую – избыток щелочи. Что наблюдается? Дать объяснение этому явлению.

Лабораторная работа № 6 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Изменение окраски индикаторов.*

Ход работы. В три пробирки налейте по 3 см³ дистиллированной воды и добавьте в первую пробирку несколько капель лакмуса, во вторую – несколько капель фенолфталеина, в третью – метилоранжа. Отметьте окраску индикаторов в воде. Добавьте в каждую пробирку кислоты. Наблюдайте изменение окраски индикатора в кислой среде, после этого влейте в каждую пробирку избыток раствора NaOH до изменения окраски индикатора. Затем заполните табл. 4.

Т а б л и ц а 4

Изменение окраски индикаторов в зависимости от реакции среды

Индикатор	Реакция среды		
	кислая рН<7	нейтральная рН=7	щелочная рН>7
Фенолфталеин			
Лакмус			
Метилоранж			

Опыт 2. *Исследование реакции среды в растворах солей.*

Ход работы. В разные пробирки внесите несколько кристалликов карбоната натрия, хлорида натрия, сульфата железа(III). В каждую пробирку добавьте дистиллированной воды до растворения солей и

испытайте реакцию среды с помощью индикатора (лакмуса или метилоранжа). Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном, ионном виде и укажите рН среды.

Опыт 3. *Полный гидролиз солей.*

Часто при взаимодействии двух солей в растворах из-за гидролиза вместо ожидаемых веществ образуются совсем другие продукты.

Ход работы. В три пробирки налейте по 1-2 см³ растворов следующих солей: хлорида железа(III), сульфата хрома(III) и сульфата алюминия. Во все три пробирки добавьте карбонат натрия и нагрейте. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде. Для каких целей может быть использован полный гидролиз?

Опыт 4. *Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза.*

Ход работы. В две пробирки внесите (порознь) несколько кристалликов карбоната натрия и сульфата натрия. Соли растворите в дистиллированной воде. Затем в каждую пробирку добавьте по 3-4 капли фенолфталеина. Напишите уравнения реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Лабораторная работа № 7 СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Взаимодействие кремния со щелочами.*

Немного кремния поместите в пробирку, прилейте туда 2-3 см³ концентрированного раствора гидроксида натрия NaOH. Нагрейте. Наблюдайте выделение водорода. Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. *Взаимодействие азотной кислоты с металлами.* (Работать под тягой!).

В две пробирки соответственно с медной и магниевой стружкой налейте по 1-2 мл концентрированной азотной кислоты, пробирку с медью осторожно нагрейте (для инициирования реакции). Отметьте окраску выделяющихся газов. Напишите уравнения реакций, уравняйте их с помощью метода электронного баланса. Сделайте вывод о взаимодействии кислоты с металлами различной активности.

Опыт 3. *Получение малорастворимых солей ортофосфатной (ортофосфорной) кислоты.*

В пробирки налейте по 1 мл 0,1 М растворов солей соответственно железа(II) и (III), алюминия, хрома, никеля, кобальта и марганца. В каждую пробирку добавьте по 1 мл 0,1 М раствора Na₂HPO₄. Наблюдайте осажде-

ние средних ортофосфатов. Отметьте цвет осадков, запишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Получение сероводорода и его горение.

В цилиндрическую пробирку, на 1/3 наполненную мелкими кусочками сульфида железа(II), внесите 5-6 капель концентрированной HCl. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепите ее в штативе. Выделяющийся газ зажгите у конца газоотводной трубки. Над пламенем горящего газа подержите смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку. Объясните изменение ее цвета. В пламя горящего газа внесите чистую фарфоровую пластинку. Объясните появление на ней желтого налета серы. Напишите уравнения реакций: а) получения сероводорода; б) полного и неполного сгорания сероводорода; в) взаимодействия с водой газа, выделяющегося при горении H₂S. Укажите, какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным. Реакция проводится в вытяжном шкафу!

Опыт 5. Восстановительные свойства серы(IV).

В пробирку, содержащую 5-6 капель раствора дихромата калия и 3-4 капли 2 н раствора серной кислоты, прибавьте несколько кристаллов сульфита натрия, размешайте стеклянной палочкой. Отметьте переход оранжевой окраски иона Cr₂O₇²⁻ в зеленую, характерную для иона Cr³⁺. Напишите уравнение реакции. Укажите, какие свойства проявляет в этой реакции сера(IV).

Опыт 6. Окислительные свойства серы(IV).

В 2 пробирки (в одной – 3-5 капель йодной, в другой – столько же сероводородной воды) добавьте по несколько капель сульфитной кислоты. Отметьте происходящие изменения в растворах. Напишите уравнения соответствующих реакций. Укажите, какие свойства проявляет сера(IV) в том и другом случае.

Опыт 7. Получение хлора из хлороводородной кислоты действием различных окислителей.

В три цилиндрические пробирки поместите по 2-3 кристаллика следующих окислителей: в первую пробирку – перманганата калия KMnO₄, во вторую – оксида свинца(IV) PbO₂; в третью – дихромата калия K₂Cr₂O₇. В каждую пробирку внесите 1-2 капли концентрированной HCl (плотность 1,19 г/см³). Отметьте цвет и запах выделяющегося газа. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогрейте. После каждого опыта в пробирку с выделяющимся хлором внесите 2-3 капли раствора тиосульфата натрия Na₂S₂O₃ и пробирку сразу же помойте.

Напишите уравнения реакций: а) получения хлора, учитывая, что марганец и свинец переходят в двухвалентные состояния, хром – в трехвалентное; б) взаимодействия хлора с тиосульфатом натрия, учитывая, что в

последней реакции участвует вода, а продуктами реакции являются сера, хлороводородная кислота и сульфат натрия.

Укажите в этих реакциях окислитель и восстановитель. Составьте схему перехода электронов.

Лабораторная работа № 8 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Окислительные свойства ионов Fe^{+3} .*

В пробирку налейте 1-2 см³ раствора хлорида железа и добавьте 1-1,5 см³ раствора йодида калия, а также несколько капель раствора крахмала. Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Схема реакции: $FeCl_3 + KI \rightarrow I_2 + FeCl_2 + KCl$

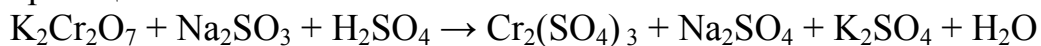
Напишите результаты наблюдений. О чем свидетельствует окраска крахмала в синий цвет?

Опыт 2. *Окислительные свойства дихромата калия.*

В пробирку налейте 1-2 см³ раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, добавьте около 1 см³ 2 н раствора серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 , перемешайте и наблюдайте за изменением окраски раствора.

Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Схема реакции:

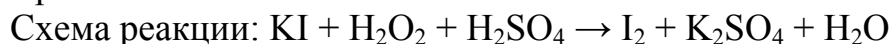


Напишите результаты наблюдений.

Опыт 3. *Окислительные свойства пероксида водорода.*

В пробирку налейте 1-2 см³ раствора пероксида водорода, добавьте несколько капель серной кислоты и прилейте раствор йодида калия. Добавьте в раствор несколько капель крахмала.

Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.



Напишите результаты наблюдений. О чем свидетельствует наличие синей окраски крахмала?

Опыт 4. *Восстановительные свойства пероксида водорода.*

Налейте в пробирку 1-2 см³ раствора пероксида водорода, подкислите его несколькими каплями 2 н раствора серной кислоты и прилейте 1 см³ раствора перманганата калия.

Напишите уравнение реакции. Составьте электронный баланс и подберите коэффициенты.

Схема реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

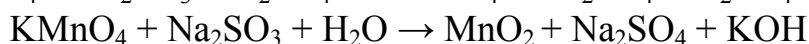
Напишите результаты наблюдений.

Опыт 5. *Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия (химический хамелеон).*

В три пробирки налейте по 1-2 см³ раствора перманганата калия и добавьте в первую пробирку 1 см³ 2 н раствора серной кислоты, во вторую – 1 см³ воды, в третью – 1 см³ 2 н раствора гидроксида натрия. Затем во все три пробирки внесите несколько кристалликов сульфита натрия Na₂SO₃.

Напишите уравнения реакций, учитывая, что в кислой среде осуществляется переход $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$, в нейтральной – $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{MnO}_2$, в щелочной – $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$, а Na₂SO₃ в каждом случае окисляется до Na₂SO₄. Составьте электронный баланс и подберите коэффициенты.

Схемы реакций:



Напишите результаты наблюдений.

Лабораторная работа № 9 РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ И ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Вытеснение водорода из кислоты.*

В четыре пробирки налейте по 3-4 см³ 1 н раствора хлороводородной кислоты и опустите в одну из них кусочек алюминия, в другую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. Какие из взятых металлов вытесняют водород из кислоты? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Расположите металлы по увеличению их активности.

Опыт 2. *Выделение металлов из растворов солей.*

а) В первую пробирку налейте раствор сульфата цинка и опустите туда кусочек алюминия.

б) Во вторую – раствор сульфата железа(II) и опустите туда кусочек цинка.

в) В третью – раствор нитрата свинца(II) и опустите туда кусочек железа.

г) В четвертую – раствор сульфата меди(II) и внесите туда кусочек свинца.

Составьте уравнения реакций и расположите металлы по их способности вытеснять друг друга из растворов солей.

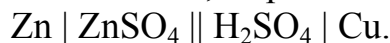
Опыт 3. Гальванический элемент Даниэля-Якоби.

В два стакана по 100 см³ налейте до половины: в один – 1 М раствор сульфата меди, в другой – 1 М раствор сульфата цинка. В стаканы поместите соответствующие электроды из цинка и меди. Стаканы соедините электролитическим мостиком. Соедините концы электродов металлическим проводником с гальванометром. Наблюдайте появление тока в элементе.

Подсчитайте напряжение гальванического элемента. Запишите схему гальванического элемента и электронные уравнения протекающих в элементе процессов.

Опыт 4. Гальванический элемент с водородной деполяризацией.

Соберите гальванический элемент, выраженный схемой



Цепь замкните и заметьте по гальванометру направление тока. Рассчитайте напряжение данного гальванического элемента, имея в виду, что концентрация соли и кислоты 1 моль/дм³. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде.

Опыт 5. Качественная реакция на ион Fe²⁺.

В пробирке с 3-4 см³ воды растворите несколько кристалликов сульфата двухвалентного железа. Добавьте к раствору 2-3 капли раствора красной кровяной соли K₃[Fe(CNS)₆]₂. При этом происходит реакция обмена с образованием малорастворимого соединения – турнбулевой сини Fe₃[Fe(CNS)₆]₂. Напишите уравнение реакции. Запишите результаты наблюдений. В дальнейшем по появлению синего окрашивания в присутствии красной кровяной соли можно судить о наличии в растворе ионов Fe²⁺.

Опыт 6. Коррозия оцинкованного и луженого железа.

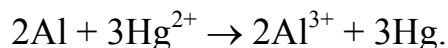
В две пробирки налейте по 5-6 см³ раствора серной кислоты и по 2 капли раствора красной кровяной соли. Опустите в одну пробирку пластинку оцинкованного железа, а в другую – луженую пластинку. На пластинках заранее сделайте царапины. Что растворяется в первой и второй пробирках? Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Растворение цинка в кислоте в присутствии ионов Cu^{2+} .

Поместите кусочек гранулированного цинка в пробирку с разбавленной серной кислотой. Обратите внимание на медленное выделение водорода. Добавьте в пробирку немного сульфата меди. Что наблюдается? Объясните, почему выделение водорода усилилось. (Не выбрасывать цинк в раковину!)

Опыт 8. Коррозия алюминия.

Алюминиевую проволоку опустите на 1 мин в раствор щелочи, затем промойте водой, вытрите фильтровальной бумагой и поместите на 1-2 мин в пробирку с раствором нитрата ртути $Hg(NO_3)_2$. Выньте проволоку, промойте водой и наблюдайте за изменением поверхности алюминия на воздухе. Каков состав вещества, появившегося на поверхности алюминия? Снимите порошок фильтровальной бумагой и поместите проволоку в пробирку с водой. Какой газ выделяется? Сущность опыта состоит в амальгамировании алюминия:



Металлическая ртуть образует сплав с металлами. На амальгированном алюминии оксидная пленка Al_2O_3 не удерживается и проявляется собственная активность алюминия, способного быстро соединиться с кислородом воздуха и вытеснить водород из воды.

Опыт 9. Влияние на коррозию иона хлора.

а) В две пробирки налейте по 3-4 см³ раствора сульфата меди. Поместите в каждую кусочек алюминия. В одну из пробирок добавьте немного сухого хлорида натрия. В какой из пробирок быстрее протекает реакция? Объясните результаты опыта и составьте схему действия образовавшихся гальванопар.

б) В 5 пробирок налейте по 4-5 см³ 2 н раствора хлороводородной кислоты и по 2 капли $K_3[Fe(CNS)_6]_2$. В первую пробирку добавьте 2-3 капли желатина, во вторую – 2-3 капли 1%-го раствора йодида калия, в третью – 2-3 капли 1%-го раствора уротропина, в четвертую – 3%-й раствор столярного клея. Пятая остается для сравнения. В каждую пробирку поместите чистые гвозди. Объясните происходящие явления. Гвозди после опыта помойте и сложите в фарфоровую чашку (в раковину не бросать!).

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст]: учебник для технических направлений и специальностей / Н.В. Коровин. – 12-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2010. – 557 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл-Пресс, 2010. – 727 с.
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс [Текст]: учеб. пособие / В.В. Вольхин. – 2-е изд. – СПб.: Лань, 2008. – 464 с.
5. Сидоров, В.И. Общая химия [Текст]: учебник / В.И. Сидоров, Е.Е. Платонова, Т.П. Никифорова. – М.: АСВ, 2012. – 312 с.
6. Артеменко, А.И. Органическая химия [Текст]: учеб. пособие / А.И. Артеменко. – 6-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2007. – 559 с.
7. Коровин, Н.В. Лабораторные работы по химии [Текст]: учеб. пособие / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова. – 4-е изд., перераб. – М.: Высшая школа, 2007. – 256 с.
8. Общая и неорганическая химия [Текст]: лабораторный практикум / П.М. Кругляков [и др.]; под общ. ред. проф. П.М. Круглякова. – 3-е изд., испр. и доп. – Пенза: ПГУАС, 2010. – 212 с.
9. Лабораторный практикум по химии [Текст]: учеб. пособие / И.И. Грекова [и др.]; под общ. ред. В.В. Заречанской; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2005. – 179 с.
10. Хомченко, Г.П. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода [Текст]: учеб. пособие для вузов / Г.П. Хомченко. – 2-е изд. – М.: Высшая школа, 1980. – 333 с.
11. Семишин, В.И. Лабораторные работы по общей химии [Текст] / В.И. Семишин. – М.: Высшая школа, 1971. – 272 с.

Приложение 1

Названия кислот и их кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты		Формула аниона кислотного остатка	Название аниона кислотного остатка
	русское	международное		
1	2	3	4	5
HCl	хлороводородная	хлоридная	Cl ⁻¹	хлорид
HJ	йодоводородная	йодидная	J ⁻¹	йодид
HBr	бромоводородная	бромидная	Br ⁻¹	бромид
HF	фтороводородная	фторидная	F ⁻¹	фторид
HClO	хлорноватистая	гипохлоритная	ClO ⁻¹	гипохлорит
HClO ₄	хлорная	перхлоратная	ClO ₄ ⁻¹	перхлорат
HMnO ₄	марганцевая	перманганатная	MnO ₄ ⁻¹	перманганат
H ₂ SO ₄	серная	сульфатная	SO ₄ ⁻²	сульфат
H ₂ SO ₃	сернистая	сульфитная	SO ₃ ⁻²	сульфит
H ₂ S	сероводородная	сульфидная	S ⁻²	сульфид
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	тиосульфатная	S ₂ O ₃ ⁻²	тиосульфат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихромовая	дихроматная	Cr ₂ O ₇ ⁻²	дихромат
H ₂ CrO ₄	хромовая	хроматная	CrO ₄ ⁻²	хромат
HNO ₃	азотная	нитратная	NO ₃ ⁻¹	нитрат
HNO ₂	азотистая	нитритная	NO ₂ ⁻¹	нитрит
H ₃ PO ₄	ортофосфорная	ортофосфатная	PO ₄ ⁻³	ортофосфат
H ₂ CO ₃	угольная	карбонатная	CO ₃ ⁻²	карбонат
H ₂ SiO ₃	кремневая	силикатная	SiO ₃ ⁻²	силикат
H ₃ BO ₃	ортоборная	ортоборатная	BO ₃ ⁻³	ортоборат
HCN	циановодородная	цианидная	CN ⁻¹	цианид
CH ₃ COOH	уксусная	ацетатная	CH ₃ COO ⁻¹	ацетат
H ₃ AsO ₄	мышьяковая	арсенатная	AsO ₄ ⁻³	арсенат

Приложение 2

Стандартные энтропии S_{298}^0 и энтальпии $\Delta_f H_{298}^0$ образования некоторых веществ

Вещество и агрегатное состояние	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль
C_2H_2 (г)	200,82	+226,75
CS_2 (г)	-	+115,28
C_2H_4 (г)	219,45	+52,50
CO (г)	186,19	-74,85
CO_2 (г)	197,91	-110,52
C_2H_5OH (г)	213,65	-393,51
C_2H_5OH (ж)	282,40	-234,96
H_2O (г)	161,00	-276,00
H_2O (ж)	188,72	-241,18
H_2S (г)	69,98	-286,00
NO (г)	205,64	-20,15
NH_3 (г)	210,65	+90,37
NH_4Cl (тв)	192,50	-46,19
CaO (тв)	95,81	-315,39
$CaCO_3$ (тв) кальцит	38,07	-635,10
Fe_2O_3 (тв)	91,71	-1206,83

Приложение 3

Плотность и массовые доли водных растворов некоторых солей при температуре 20 °С

Массовая доля, %	Плотность, г/см ³		
	NaCl	Na ₂ CO ₃	MgSO ₄
2	1,012	1,019	1,019
4	1,027	1,040	1,039
6	1,041	1,061	1,060
8	1,056	1,081	1,082
10	1,071	1,103	1,103
12	1,086	1,240	1,126
14	1,101	1,146	1,148
16	1,116	1,170	1,172
18	1,132	1,185	1,195
20	1,142	-	1,220
22	1,164	-	1,245

Приложение 4

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации	Степень диссоциации (α) в 0,1 н растворе
1	2	3	4
Азотистая кислота	HNO_2	$K=4,0 \cdot 10^{-4}$	0,064
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$	0,013
Муравьиная кислота	HCOOH	$K=1,76 \cdot 10^{-4}$	0,042
Ортоборная кислота	H_3BO_3	$K_1=5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1=7,7 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3=2,2 \cdot 10^{-13}$	0,27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1=1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$	0,20
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1=5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1,2 \cdot 10^{-13}$	0,07
Циановодородная кислота	HCN	$K=7,2 \cdot 10^{-10}$	0,009
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1=4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_2=5,6 \cdot 10^{-11}$	0,017
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K=1,75 \cdot 10^{-5}$	0,013
Фтороводородная кислота	HF	$K=7,2 \cdot 10^{-4}$	0,085
Хлорноватистая кислота	HClO	$K=3,0 \cdot 10^{-8}$	0,05
Вода	H_2O	$K=1,86 \cdot 10^{-16}$	
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$	
Гидроксид цинка	Zn(OH)_2	$K_1=2,04 \cdot 10^{-8}$ $K_2=7,59 \cdot 10^{-10}$	
Гидроксид железа(II)	Fe(OH)_2	$K_{II}=1,82 \cdot 10^{-7}$	
Гидроксид железа(III)	Fe(OH)_3	$K_I=6,76 \cdot 10^{-3}$	
Гидроксид никеля(II)	Ni(OH)_2	$K_I=1,20 \cdot 10^{-11}$	
Гидроксид алюминия(III)	Al(OH)_3	$K_I=9,55 \cdot 10^{-6}$ $K_{II}=1,35 \cdot 10^{-6}$ $K_{III}=3,26 \cdot 10^{-8}$	
Гидроксид меди(II)	Cu(OH)_2	$K_{II}=4,57 \cdot 10^{-8}$	

Приложение 5

Растворимость солей и оснований в воде

(Р – растворимое, М – малорастворимое, Н – практически нерастворимое вещество, прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Анионы	Катионы																			
	Li ⁺	Na ⁺ , K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	-	Р	Н	-	-	Р
NO ₃ ¹⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	-	-	-	-	-	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	-	-	Р	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	-	Н	-	-	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	-	Н
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Н	Н	Р	-	Р	Р	Н	-	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	-	-	-	-	Н
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	-	-
PO ₄ ³⁻	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
OH ⁻	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М	Р	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Приложение 6

Стандартные электродные потенциалы металлов (ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродный процесс (реакция)	Нормальный электродный потенциал (φ^0), В	Электрод	Электродный процесс (реакция)	Нормальный электродный потенциал (φ^0), В
$\text{Li}^+ \text{Li}$	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}$	-3,01	$\text{Co}^{2+} \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{K}^+ \text{K}$	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}$	-2,92	$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Ba}^{2+} \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}$	-2,90	$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Na}^+ \text{Na}$	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{H}^+ \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}$	-2,36	$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$	-1,70	$\text{O}_2 \text{OH}^-$	$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,41
$\text{Mn}^{2+} \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}$	-1,18	$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{Hg}^{2+} \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}$	+0,90
$\text{Cr}^{3+} \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,71	$\text{Pt}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}$	+1,19
$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,44	$\text{O}_2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cd}^{2+} \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}$	-0,40	$\text{Au}^{3+} \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}$	+1,42

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ВВЕДЕНИЕ	4
Лабораторная работа № 1 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	6
Лабораторная работа № 2 ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	7
Лабораторная работа № 3 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	8
Лабораторная работа № 4 РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ	11
Лабораторная работа № 5 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ	15
Лабораторная работа № 6 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	16
Лабораторная работа № 7 СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ	17
Лабораторная работа № 8 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	19
Лабораторная работа № 9 РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ И ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	20
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	23
Приложение 1 НАЗВАНИЯ КИСЛОТ И ИХ КИСЛОТНЫХ ОСТАТКОВ	24
Приложение 2 СТАНДАРТНЫЕ ЭНТРОПИИ S_{298}^0 И ЭНТАЛЬПИИ $\Delta_f H_{298}^0$ ОБРАЗОВАНИЯ НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ	25
Приложение 3 ПЛОТНОСТЬ И МАССОВЫЕ ДОЛИ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ ПРИ ТЕМПЕРАТУРЕ 20 °С	26

Приложение 4	
КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	27
Приложение 5	
РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ	28
Приложение 6	
СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ (РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ)	29
Приложение 7	
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	30

Учебное издание

Вилкова Наталья Георгиевна
Нуштаева Алла Владимировна
Шумкина Анна Александровна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления «Техносферная безопасность»

Редактор М.А. Сухова
Верстка Н.В. Кучина

Подписано в печать 19.01.2015. Формат 60x84/16.
Бумага офисная «Снегурочка». Печать на ризографе.
Усл.печ.л. 1,86. Уч.-изд.л.2,0. Тираж 80 экз.
Заказ № 33.

Издательство ПГУАС.
440028, г. Пенза, ул. Германа Титова, 28