

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления подготовки
23.03.01 «Технология транспортных процессов»

Пенза 2016

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Х46

Рекомендовано Редсоветом университета
Рецензент – кандидат технических наук А.А. Шумкина (ПГУАС)

Химия: методические указания к лабораторным работам для
Х46 направления подготовки 23.03.01 «Технология транспортных
процессов» / Н.Г. Вилкова, А.В. Нуштаева, П.А. Полубояринов. –
Пенза: ПГУАС, 2016. – 32 с.

Содержатся лабораторные работы по химии.

Методические указания подготовлены на кафедре «Физика и химия» и
предназначены для студентов 1-го курса направления 23.03.01 «Технология транс-
портных процессов», изучающих дисциплину «Химия» по программе бакалавриата.

© Пензенский государственный университет
архитектуры и строительства, 2016
© Вилкова Н.Г., Нуштаева А.В.,
Полубояринов П.А., 2016

ПРЕДИСЛОВИЕ

Лабораторные работы по дисциплине «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 6 лабораторных работ, представляющих разделы дисциплины «Химия» для направления 23.03.01 «Технология транспортных процессов». Программа дисциплины (в соответствии с ФГОС ВО) содержит разделы:

- строение вещества;
- энергетика химических реакций, элементы химической термодинамики;
- химическая кинетика и равновесие; химические реакции в гомогенных и гетерогенных системах;
- растворы; электролитическая диссоциация;
- дисперсные системы и коллоидные растворы;
- химия металлов;
- основы органической химии и химии высокомолекулярных соединений.

Методические указания рекомендуются для студентов 1-го курса очной и заочной форм обучения направления 23.03.01 «Технология транспортных процессов» при изучении курса «Химия».

В результате изучения дисциплины студент должен:

Знать:

- основы строения вещества, энергетики и кинетики химических реакций, химического равновесия;
- основные соединения элементов и их химические превращения;
- свойства растворов и дисперсных систем;
- основные классы органических соединений;
- основные принципы проведения научных исследований.

Уметь:

- определять возможные направления химических взаимодействий, константы равновесия химических превращений;
- самостоятельно сформулировать задачу научного исследования, наметить пути ее решения, организовать проведение научных исследований, сделать выводы и обобщения.

Владеть:

- знаниями, полученными при изучении курса химии, для выполнения теоретического и экспериментального исследования профессиональной направленности.

Методические рекомендации 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.

При выполнении лабораторных работ могут потребоваться сведения, отсутствующие в описаниях выполнения опытов. Эти сведения имеются в следующих таблицах, помещенных в конце практикума:

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 должна быть написана 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 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.

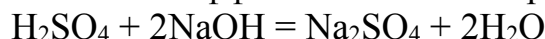
Лабораторная работа № 1

Энергетика химических реакций

Экспериментальная часть

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

Для определения теплового эффекта химической реакции



используют калориметрическую установку (рис.1).

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;

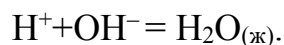
$V_{\text{щел}}$ – объем гидроксида натрия, взятый для опыта, л.

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 $\Delta_r H_{298}^0$ реакции нейтрализации, используя данные, приведенные в таблице 1, по уравнению:

$$\Delta_r H^0 = (c \cdot \Delta_f H_C^0 + d \cdot \Delta_f H_D^0) - (a \cdot \Delta_f H_A^0 + b \cdot \Delta_f H_B^0),$$

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

Сравните полученные расчетное значение $\Delta_r H_{298}^0$ с экспериментальной величиной. Рассчитайте изменение энтропии $\Delta_r S_{298}^0$ и энергии Гиббса $\Delta_r G_{298}^0$.

К о н т р о л ь н ы е в о п р о с ы

1. Что называют стандартной энтальпией образования вещества.
2. Какие реакции называют экзотермическими.
3. Какую функцию называют энергией Гиббса.
4. Какую функцию называют энтропией.
5. Приведите примеры экзотермических процессов.

Лабораторная работа № 2

Химическая кинетика.

Химические реакции в гомогенных системах

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 приблизительно 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 (С) 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 (помутнения раствора), с.

6. Сравните скорости реакции, соответствующие разным относительным концентрациям тиосульфата натрия, для чего скорости реакции 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.

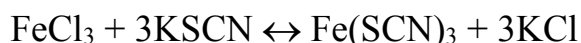
7. По экспериментальным данным постройте график зависимости относительной скорости реакции $v_{\text{отн}}$ от относительной концентрации $C_{\text{отн}}$.

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.

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 реакции ($v_{\text{пр}}$ и $v_{\text{обр}}$) 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.

К о н т р о л ь н ы е в о п р о с ы

1. Что называют скоростью химической реакции
2. Сформулируйте закон действующих масс.
3. Сформулируйте принцип подвижности равновесия.
4. Приведите примеры обратимых реакций.
5. Какие реакции называют необратимыми.

Лабораторная работа № 3

Растворы

Экспериментальная часть

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 технохимических 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. 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) вычислить 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);

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

7) 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 $V(\text{раствора}) = m(\text{раствора}) / \rho(\text{раствора}) = 130 : 1,01 = 129 \text{ см}^3 = 0,129 \text{ л}$.

8) Вычисляем нормальную концентрацию $C_{\text{н}}(\text{NaCl})$ приготовленного раствора по формуле

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

9) Вычисляем молярную концентрацию приготовленного раствора по формуле

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

10) Вычисляем 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 $n(\text{в}) = m(\text{в}) / M(\text{в})$.

11) Вычисляем 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

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 объём 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 № 4, предварительно вычислив массу приготовленного раствора по формуле

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

К о н т р о л ь н ы е в о п р о с ы

1. Что называют молярной концентрацией раствора.
2. В каких единицах измеряют эквивалентную концентрацию.
3. Как определяют массовую долю раствора.
4. Как определить молярную долю вещества в растворе.
5. Что называют раствором.

Лабораторная работа № 4

Электролитическая диссоциация и гидролиз

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.

Опыт 6. 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 pH<7	нейтральная pH=7	щелочная pH>7
Фенолфталеин			
Лакмус			
Метилоранж			

Опыт 7. 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 pH среды.

Опыт 8. 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 9. 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. Затем в каждую пробирку добавьте по 3-4 капли фенолфталеина. Напишите уравнения реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

К о н т р о л ь н ы е в о п р о с ы

1. Что называют электролитической диссоциацией.
2. Что называют степенью диссоциации электролита.
3. Что называют гидролизом соли.
4. Что называют степенью гидролиза.
5. Что является причиной диссоциации веществ в водных растворах.

Лабораторная работа № 5

Химия металлов. Металлы: строение, свойства.

Основы электрохимии. Гальванические элементы

Экспериментальная часть

Опыт 1. *Взаимодействие цинка с серной кислотой.*

В две пробирки положите по кусочку цинка. В первую пробирку прилейте 2-3 см³ разбавленной серной кислоты, во вторую – концентрированной серной кислоты и слегка нагрейте (в вытяжном шкафу!). Напишите уравнения реакций и укажите, что является окислителем и что – восстановителем.

Опыт 2. *Взаимодействие свинца с азотной кислотой.*

В две пробирки положите по кусочку свинца. В первую из них прилейте 2-3 см³ разбавленной азотной кислоты, а в другую – концентрированной азотной кислоты (в вытяжном шкафу!). Если реакция в первой пробирке не идет, следует ее слегка подогреть. Какой газ образуется в первой пробирке, какой – во второй? Напишите уравнения реакций и определите окислители и восстановитель.

Опыт 3. *Взаимодействие алюминия с хлороводородной кислотой.*

В две пробирки положите по кусочку алюминия. В одну из них прилейте 2-3 см³ разбавленной хлороводородной кислоты, а в другую – концентрированной азотной кислоты (в вытяжном шкафу!). Через 3-4 мин слейте кислоту и промойте металл водой. На промытый металл подействуйте раствором хлороводородной кислоты. Почему после обработки азотной кислотой алюминий не растворяется в хлороводородной кислоте? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. *Взаимодействие металлов с растворами щелочей.*

В одну пробирку положите небольшое количество алюминиевых, а в другую – цинковых стружек. В каждую пробирку прилейте по 2-3 см³ раствора щелочи. Если реакция не идет, следует слегка нагрейте пробирки. Когда начнется энергичное выделение газа, поднесите к отверстиям пробирок зажженную лучинку. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций, имея ввиду, что образуются соли цинковой H_2ZnO_2 и алюминиевой H_3AlO_3 кислот.

Опыт 5. *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 6. *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.

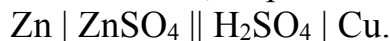
Опыт 7. *Гальванический элемент Даниэля-Якоби.*

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 8. *Гальванический элемент с водородной деполяризацией.*

Соберите гальванический элемент, выраженный схемой



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

Опыт 9. *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 10. *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

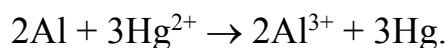
заранее сделайте царапины. Что растворяется в первой и второй пробирках? Напишите уравнения реакций.

Опыт 11. 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 12. 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 соединяться с кислородом воздуха и вытеснять водород из воды.

Опыт 13. 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 $K_3[Fe(CNS)_6]$. 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.

Контрольные вопросы

1. Что называют электрохимической коррозией.
2. Что называют коррозией с водородной деполяризацией.
3. Приведите пример коррозии с кислородной деполяризацией.
4. Как влияет ион хлора на коррозию металлов.
5. Как работает гальванический элемент. Приведите пример.

Лабораторная работа № 6

Основы органической химии и химии высокомолекулярных соединений (ВМС)

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение полистирола.

В пробирку поместите 5 г стирола. В качестве инициатора добавьте 0,05 г перекиси бензоила. Осторожно нагрейте на кипящей водяной бане в течение 30-40 минут. Наблюдайте образование стекловидной массы полистирола.

Составьте схему радикальной полимеризации стирола.

Опыт 2. Получение полиметакрилата (органического стекла).

Органическое стекло (оргстекло, плексиглас) – это полиметилметакрилат, синтетический полимер метилметакрилата.

Налить в пробирку 2-3 см³ метилового эфира метакриловой кислоты. В качестве инициатора добавить 0,05 г перекиси бензоила. Нагревайте пробирку с содержимым на кипящей водяной бане, пока жидкость не примет сиропобразную консистенцию. После этого поместите пробирку в стакан с водой, нагретой до 60-70 °С.

Когда полимер затвердеет, разбейте пробирку и извлеките стекловидную массу полиметилметакрилата.

Составьте схему полимеризации метилового эфира метакриловой кислоты.

Опыт 3. Получение глифталевой смолы.

В фарфоровый стакан поместите 22,0 г фталевого ангидрида и 13,3 г безводного глицерина и прикройте его часовым стеклом. Смесь быстро нагрейте на воздушной или песчаной бане до температуры 180 °С и поддерживайте эту температуру в течение двух часов. Затем реакционную смесь нагрейте до 200-220 °С и нагревание продолжайте до образования полимера, трудно растворимого в ацетоне.

В процессе синтеза отберите пробы реакционной смеси. Первую пробу отберите тотчас же после расплавления фталевого ангидрида, следующие пробы – через 15, 30, 45 мин. и через 1, 2 часа. Фталевый ангидрид при нагревании возгоняется и кристаллизуется на холодных стенках воронки. Перед отбором пробы очистите его в реакционный сосуд и тщательно перемешайте реакционную смесь. Работу следует проводить в вытяжном шкафу.

Составьте схему получения глифталевой смолы.

Опыт 4. Получение искусственных полимеров – нитроцеллюлозы.

Налейте в сухой стеклянный или фарфоровый стакан 4-5 см³ концентрированной азотной кислоты и осторожно добавьте 8-10 см³

концентрированной серной кислоты. Охладите сильно разогревшуюся смесь кислот, внести в нее около 0,2 г целлюлозы (чистой ваты) и перемешайте стеклянной палочкой. (Работу выполнять в вытяжном шкафу.)

Поместите стакан в водяную баню (50-60 °С) и непрерывно перемешивайте содержимое стакана стеклянной палочкой. Через 5-6 мин выньте той же стеклянной палочкой из стакана вату, поместите ее в воронку, вставленную в колбочку, и тщательно промойте под краном водопроводной водой. Промытую вату отожмите стеклянной палочкой, а затем фильтровальной бумагой, после чего просушите в течение нескольких минут на воздухе. Полученную таким образом нитроклетчатку разделите на две части. Одну из них внесите при помощи щипцов в пламя горелки.

Другую часть нитроцеллюлозы поместите в сухую пробирку (потушите огонь), прилейте 5-6 см³ ацетона и перемешайте стеклянной палочкой. Получается густой коллоидный раствор. Небольшую часть этого раствора вылейте на стеклянную пластинку. Наблюдайте образование пленки (после испарения растворителя).

О п ы т 5. Качественное определение растворимости.

Поместите в пять пробирок с притертыми пробками по 0,5 г хорошо измельченных полимеров: полистирола, поливинилхлорида, каучука, фенолоформальдегидного полимера (или других по указанию преподавателя). Прилейте по 5 см³ растворителя (в соответствии с табл. 5) в каждую пробирку и оставьте стоять в штативе 20-30 минут при комнатной температуре, изредка встряхивая содержимое пробирок. По истечении времени отмечайте прошедшие изменения в пробирках. При частичном растворении или набухании полимера проверьте его растворимость при повышенной температуре. Для этого пробирку с испытуемой смесью нагрейте на кипящей водяной бане в течение 10 минут и вновь отметьте прошедшие изменения. (Работу выполнять в вытяжном шкафу.)

Т а б л и ц а 5

Рекомендуемые растворители и осадители

Полимер	Растворитель	Осадитель
Полистирол	Бензол	Метиловый спирт, бензин
Поливинилхлорид	Дихлорэтан	Низшие спирты
Каучук		
Фенолформальдегидные смолы	Ацетон, этиловый спирт	Вода
Полиметилметакрилат	Бензол	Бензин
Поливинилацетат	Низшие спирты	Вода, эфир
Полиуретаны	Циклогексан	Вода
Полиэферы	Ацетон	Вода, низшие спирты
Полиамиды	Крезол, диметилформальдегид	Низшие спирты
Карбамидные полимеры	Вода	Раствор HCl

О п ы т 6. Количественное определение растворимости.

В коническую колбу поместите 0,1 г хорошо измельченного фенолоформальдегидного полимера и растворите его в 3 см³ ацетона. Из бюретки прилейте к раствору воду (по каплям при постоянном помешивании) до появления мути. Определите объем добавленной воды (см³). Рассчитайте растворимость фенолоформальдегидного полимера в ацетоне путем деления объема воды на 1 см³ взятого ацетона.

Опыт 7. Термическое разложение полимера при обычном горении

Внесите образец полимера в пламя горелки. При легком воспламенении образца сразу удалите его из пламени; если он плавится и сжигается, держите в огне до воспламенения, но не более 10 секунд. Воспламенившийся материал наблюдайте вне пламени горелки. Определите запах продуктов горения, а по запаху – тип полимера по табл. 6.

Т а б л и ц а 6

Поведение полимеров при горении

Полимер	Отношение к нагреванию	Цвет пламени	Запах
1	2	3	4
Полиэтилен или его гомолог	Плавится легко, загорается, не обугливается	Почти несветящееся	Горелого парафина (свечи)
Поливинилхлорид	Плавится с разложением, горит только в пламени горелки, обугливается	Коптящее, зеленое (у основания), после гашения белый дымок	Резкий запах хлороводорода
Полистирол	Плавится, горит и вне пламени горелки, обугливается	Пламя большое, коптящее, яркое	Сладковатый, цветочный запах
Карбамидоформальдегидная смола	Не горит, сохраняет форму, частично обугливается	–	Запах формальдегида и аммиака
Меламиноформальдегидная смола	То же	–	Сильный запах рыбы и формальдегида
Фенолоформальдегидная смола	То же	–	Запах фенола и формальдегида
Полиметилметакрилат	Загорается не сразу, горит вне пламени горелки, не обугливается	Среднее пламя, светящееся с потрескиванием	Запах эфирный, сладковатый, цветочно-плодовый
Вискозный шелк	Легко загорается и горит вне пламени горелки. Зола легкая, бесцветная	–	Запах жженой бумаги

Окончание табл. 6

1	2	3	4
Ацетатный шелк	Предварительно плавится. Горит медленно и вне пламени горелки. Образуется твердый темный шарик.	–	Запах уксусной кислоты
Капрон	Плавится, образуя янтарный шарик. Загорается не сразу, горит быстро, а вне пламени горелки плавится и тухнет	–	Запах жженого рога
Лавсан	Не горит, плавится с образованием твердого неровного шарика.	–	–
Хлорин	Плавится и обугливается, вне пламени не горит	–	Запах хлора

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют высокомолекулярными.
2. Что называют полимеризацией.
3. Приведите примеры процессов полимеризации.
4. Опишите поведение полимеров при горении.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Общая химия. Практикум [Текст]: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова. [и др.]. – Пенза: ПГУАС, 2013, 2014.
2. Общая химия [Текст]/ Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 898 с.
3. Органическая химия. Курс лекций [Текст] : учеб. пособие / П.А. Полубояринов, Н.Г. Вилкова, А.А. Шумкина, А.В. Нуштаева. – Пенза: ПГУАС, 2013.
4. Физическая и коллоидная химия. Практикум [Текст]: учеб. пособие / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – СПб.: Лань, 2013.
5. Физическая и коллоидная химия [Текст]: учеб. пособие / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – Пенза: ПГУАС, 2012.
6. Лабораторный практикум по физической и коллоидной химии [Текст]: учебно-методическое пособие / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – Пенза: ПГУ, 2011.
7. Физико-химические основы коррозии и меры защиты от нее [Текст]: учеб. пособие / Н.В. Кошева, Н.Г. Вилкова, Т.Н. Хаскова, А.А. Шумкина. – Пенза: ПГУАС, 2011.
8. Физико-химические основы коррозии и защиты металлов [Текст]/ Н.В. Кошева, П.М. Кругляков. – Пенза: ПГУАС, 2011.
9. Химия воды [Текст]: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова, О.Я. Беяева. – Пенза: ПГУАС, 2011.

Электронные ресурсы

1. Вилкова, Н.Г. Свойства пен, стабилизированных твердыми частицами, перспективы применения / Н.Г. Вилкова, С.И. Еланева, А.А. Шумкина, Е.Н. Бровкин // Международный научный форум "Наука молодых – интеллектуальный потенциал XXI века": сб. ст. науч.-техн. конф. – Пенза: ПГУАС, 2011.
2. Вилкова, Н.Г. Химия воды и микробиология для студентов заочного отделения: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова, О.Я. Беяева, А.А. Шумкина. – Пенза: ПГУАС, 2011 (рег. № 1185).

Информационно-справочные и поисковые системы, Интернет-ресурсы:

1. ЭБС IPRbooks., адрес: <http://e.iprbookshop.com/>;
2. Единое окно доступа к образовательным ресурсам, адрес: <http://window.edu.ru/>

ПРИЛОЖЕНИЯ

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	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_1=2,04 \cdot 10^{-8}$ $K_2=7,59 \cdot 10^{-10}$	
Гидроксид железа(II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$K_{II}=1,82 \cdot 10^{-7}$	
Гидроксид железа(III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_I=6,76 \cdot 10^{-3}$	
Гидроксид никеля(II)	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$K_I=1,20 \cdot 10^{-11}$	
Гидроксид алюминия(III)	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_I=9,55 \cdot 10^{-6}$ $K_{II}=1,35 \cdot 10^{-6}$ $K_{III}=3,26 \cdot 10^{-8}$	
Гидроксид меди(II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_{II}=4,57 \cdot 10^{-8}$	

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
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	-	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
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
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
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
OH ⁻	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М	Р	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
Li ⁺ Li	Li ⁺ +e ⁻ →Li	-3,01	Co ²⁺ Co	Co ²⁺ +2e ⁻ →Co	-0,28
K ⁺ K	K ⁺ +e ⁻ →K	-2,92	Ni ²⁺ Ni	Ni ²⁺ +2e ⁻ →Ni	-0,25
Ba ²⁺ Ba	Ba ²⁺ +2e ⁻ →Ba	-2,90	Sn ²⁺ Sn	Sn ²⁺ +2e ⁻ →Sn	-0,14
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ +2e ⁻ →Ca	-2,87	Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ +2e ⁻ →Pb	-0,13
Na ⁺ Na	Na ⁺ +e ⁻ →Na	-2,71	H ⁺ H ₂	2H ⁺ +2e ⁻ →H ₂	0,00
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ +2e ⁻ →Mg	-2,36	Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ +2e ⁻ →Cu	+0,34
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ +3e ⁻ →Al	-1,70	O ₂ OH ⁻	2H ₂ O+O ₂ +4e ⁻ →4OH ⁻	+0,41
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ +2e ⁻ →Mn	-1,18	Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ +e ⁻ →Ag	+0,80
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ +2e ⁻ →Zn	-0,76	Hg ²⁺ Hg	Hg ²⁺ +2e ⁻ →Hg	+0,90
Cr ³⁺ Cr	Cr ³⁺ +3e ⁻ →Cr	-0,71	Pt ²⁺ Pt	Pt ²⁺ +2e ⁻ →Pt	+1,19
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ +2e ⁻ →Fe	-0,44	O ₂ H ₂ O	O ₂ +4H ⁺ +4e ⁻ →2H ₂ O	+1,23
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ +2e ⁻ →Cd	-0,40	Au ³⁺ Au	Au ³⁺ +3e ⁻ →Au	+1,42

Приложение 7. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII (H)	VIII
1	H 1 1,0079 Водород						2 He 4,0026 Гелий	
2	Li 3 6,939 Литий	Be 4 9,0122 Бериллий	5 B 10,811 Бор	6 C 12,01115 Углерод	7 N 14,0067 Азот	8 O 15,9994 Кислород	9 F 18,9984 Фтор	
3	Na 11 22,9898 Натрий	Mg 12 24,305 Магний	13 Al 26,9815 Алюминий	14 Si 28,086 Кремний	15 P 30,9738 Фосфор	16 S 32,064 Сера	17 Cl 35,453 Хлор	18 Ar 39,948 Аргон
4	K 19 39,102 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,956 Скандий	Ti 22 47,90 Титан	V 23 50,942 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,9380 Марганец	Co 27 58,9330 Кобальт
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,37 Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,9216 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,80 Криптон
5	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,905 Иттрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,906 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 (99) Технеций	Ru 44 101,07 Рутений
	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,40 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,69 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,904 Йод	Rh 45 102,905 Родий
6	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 Барий	La* 57 138,91 Лантан	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,948 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,2 Рений	Ir 77 192,2 Иридий
	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,37 Таллий	82 Pb 207,19 Свинец	83 Bi 208,980 Висмут	84 Po (210) Полоний	85 At (210) Астат	Os 76 190,2 Осмий
7	Fr 87 (223) Франций	Ra 88 (226) Радий	Ac** 89 (227) Актиний	Rf 104 (261) Резерфордий	Db 105 (262) Дубний	Sg 106 (263) Сиборгий	Bh 107 (262) Борий	Mt 109 (266) Мейтнерий

* Лантаноиды		** Актиноиды	
Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,907 Празеодим	Nd 60 144,24 Неолим	Pm 61 (147)* Прометий
Tb 65 158,924 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,930 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий
		Yb 70 173,04 Иттербий	Tm 69 168,934 Туллий
		Lu 71 174,97 Лютеций	Gd 64 157,25 Гадолиний
		Eu 63 151,96 Европий	Sm 62 150,35 Самарий
		Pa 91 (231) Протактиний	Th 90 232,038 Торий
		Cf 98 (251) Калифорний	Bk 97 (247) Берклий
		Es 99 (254) Эйнштейний	Fm 100 (257) Фермий
		U 92 238,03 Уран	Np 93 (237) Нептуний
		Am 95 (243) Америций	Pu 94 (244) Плутоний
		No 102 (255) Нобелий	Md 101 (257) Менделевий
		Lr 103 (256) Лоуренсий	Cm 96 (247) Кюрий

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
Методические рекомендации к выполнению лабораторных работ	4
Лабораторная работа № 1 Энергетика химических реакций	6
Лабораторная работа № 2 Химическая кинетика. Химические реакции в гомогенных системах	8
Лабораторная работа № 3 Растворы	11
Лабораторная работа № 4 Электролитическая диссоциация и гидролиз	14
Экспериментальная часть	14
Лабораторная работа № 5 Химия металлов. Металлы: строение, свойства. Основы электрохимии. Гальванические элементы	16
Лабораторная работа № 6 Основы органической химии и химии высокомолекулярных соединений (ВМС)	19
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	23
ПРИЛОЖЕНИЯ	24
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
Полубояринов Павел Аркадьевич

ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления подготовки
23.03.01 «Технология транспортных процессов»

В авторской редакции
Верстка Н.В. Кучина

Подписано в печать 07.10.2016. Формат 60x84/16.
Бумага офисная «Снегурочка». Печать на ризографе.
Усл.печ.л. 1,86. Уч.-изд.л. 2,0. Тираж 80 экз.
Заказ № 619.

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