

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

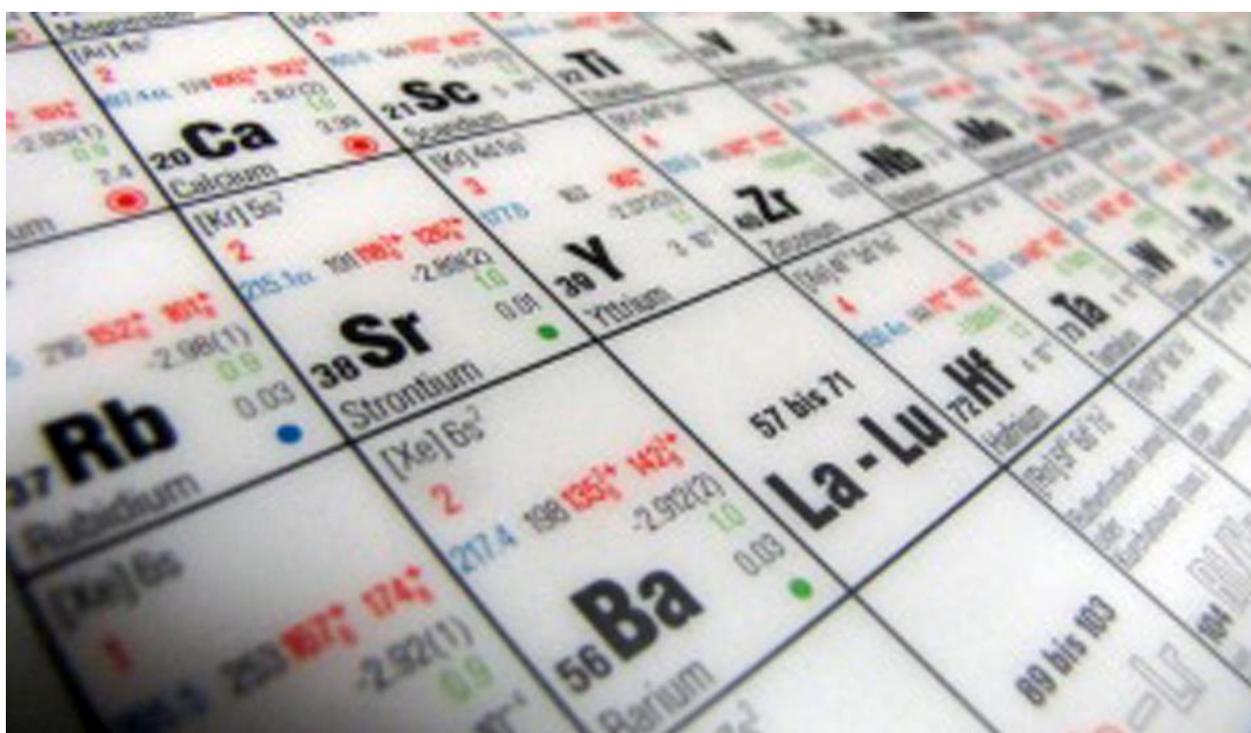
Инженерно-физический факультет

Т.А. Родина

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебное пособие

для нехимических специальностей и направлений подготовки



Благовещенск

2020

ББК 24.1 я 73
Р 60

*Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
университета*

Составитель: Родина Т.А.

Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Учебное пособие для нехимических специальностей и направлений подготовки. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2020.

Пособие предназначено для студентов 1 курса нехимических специальностей и направлений подготовки вузов. Экспериментальная часть включает 11 лабораторных работ, выполнение которых позволит студентам закрепить теоретические знания и приобрести практические навыки в работе с реактивами, оборудованием и приборами.

Для самостоятельной работы студентов ко всем разделам пособия предлагаются контрольные задания, тесты, упражнения и задачи.

В авторской редакции.

Рецензенты:

А.П. Пакурина, д.х.н., профессор кафедры химии ДальГАУ.

Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и химической технологии АмГУ.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
Лабораторная работа 1. Скорость химических реакций.....	5
Лабораторная работа 2. Приготовление растворов заданных концентраций....	10
Лабораторная работа 3. Электролитическая диссоциация.....	16
Лабораторная работа 4. Гидролиз солей.....	19
Лабораторная работа 5. Коллоидные растворы.....	22
Лабораторная работа 6. Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле....	25
Лабораторная работа 7. Окислительно-восстановительные реакции.....	26
Лабораторная работа 8. Коррозия металлов.....	29
Лабораторная работа 9. Комплексные соединения.....	31
Лабораторная работа 10. Общие свойства металлов.....	35
Лабораторная работа 11. Свойства неметаллов.....	38
Приложение. Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	43
Справочные таблицы.....	48
Библиографический список.....	57

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое учебное пособие предназначено для студентов нехимических специальностей и направлений подготовки вузов. Общая и неорганическая химия является базовым предметом при подготовке специалистов и бакалавров инженерного профиля. Для студентов ряда специальностей эта дисциплина необходима для дальнейшего освоения других химических циклов: органической химии, аналитической химии и др. Кроме того, химические знания служат базой для изучения некоторых специальных дисциплин.

Пособие включает 11 лабораторных работ по основным разделам курса общей и неорганической химии, выполнение которых способствует формированию у студентов экспериментальных навыков работы с химическим оборудованием, посудой и реактивами, умений правильно проводить наблюдения за химическими процессами; закреплению полученных теоретических знаний; ознакомлению с основами исследовательской работы. Перечень тем лабораторных работ обусловлен требованиями подготовки кадров инженерных специальностей и направлений подготовки, а также наличием приборного обеспечения, оборудования и реактивов, необходимых для их проведения. Выбор проводимых лабораторных работ остается за преподавателем применительно к конкретной специальности или направлению подготовки.

Необходимые справочные материалы, таблицы, а также правила поведения и техники безопасности в химической лаборатории приведены в приложении. Материал для более глубокого знакомства с теоретическими вопросами можно найти в рекомендованной литературе, список которой включает учебники и учебные пособия, практикумы, справочники.

Выполнение лабораторных работ будут способствовать не только развитию химической грамотности, но и расширению кругозора будущих специалистов и бакалавров, более глубокому пониманию основ и возможностей химии.

Лабораторная работа № 1

Скорость химических реакций

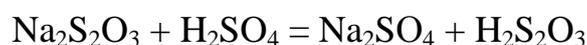
Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, секундомеры, три стакана емкостью 200-250 мл, термометры на 50 °С, стеклянные палочки, пипетки, асбестовая сетка, фильтровальная бумага, шпатели, прибор для изучения смещения химического равновесия в газообразной системе, горячая вода.

Реактивы: мрамор в порошке и кусочками по 0,5 г, порошок алюминия, порошок иода, кристаллический хлорид аммония, растворы: тиосульфата натрия (1 н), серной кислоты (1 н), соляной кислоты (2 н); хлорида железа(III) (0,1 н; насыщенный), роданида аммония (0,1 н; насыщенный), дистиллированная вода.

Ход работы

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно сделайте качественный опыт, для чего в пробирку внесите 1,5 мл 1 н раствора тиосульфата натрия и 1,5 мл 1 н раствора серной кислоты. Наблюдайте появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы. Помутнение раствора происходит не сразу после сливания реактивов, а спустя некоторое время. Поэтому, определив время, необходимое для появления признаков протекания реакции, можно охарактеризовать скорость реакции.

В три пробирки налейте по 6 мл 1 н раствора серной кислоты. В другие три пробирки налейте 1 н раствор тиосульфата натрия: в первую – 2 мл, во вторую – 4 мл, в третью – 6 мл. Затем в первую пробирку с тиосульфатом натрия добавьте 4 мл дистиллированной воды, а во вторую пробирку – 2 мл дистиллированной воды, с тем, чтобы объемы растворов во всех пробирках

были одинаковы. Таким образом, концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ будет: в пробирке № 1 – **1С**, в пробирке № 2 – **2С**, в пробирке № 3 – **3С**.

Слейте первую пару пробирок серной кислотой и тиосульфатом натрия и тотчас включите секундомер. Заметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также слейте вторую и третью пары пробирок, отмечая время секундомером до появления опалесценции.

Данные опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V H_2SO_4 , мл	V $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	V H_2O , мл	Общ. V, мл	Условная конц-я	Время, т, сек.	Условная скорость
1	6	2	4	12	1С		
2	6	4	2	12	2С		
3	6	6	–	12	3С		

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости $\nu = 1/\tau$. Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции.

В три пробирки налейте по 5 мл раствора тиосульфата натрия. В три другие пробирки налейте по 5 мл раствора серной кислоты. Первую пару пробирок соль-кислота слейте при комнатной температуре, включив сразу секундомер. Отметьте по секундомеру время, когда появится легкая опалесценция (чем по времени раньше отмечено появление голубоватого помутнения, тем точнее результат опыта).

Вторую пару пробирок, не сливая, нагрейте предварительно в стакане с горячей водой до температуры на 10 градусов выше комнатной. Смешайте содержимое обеих пробирок, отметьте время секундомером до появления опалесценции. Третью пару пробирок также предварительно нагрейте до температуры на 20 градусов выше комнатной и снова слейте, отметив время секундомером до появления опалесценции.

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, по оси ординат – условную скорость реакции.

Результаты опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V H ₂ SO ₄ , мл	V Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Общ. V, мл	Температура, t °С	Время, τ, сек.	Условная скорость
1	5	5	10	t		
2	5	5	10	t + 10		
3	5	5	10	t + 20		

Сделайте вывод о влиянии температура на скорость реакции. Вычислите среднюю величину температурного коэффициента этой реакции. Как данные опыта согласуются с правилом Вант – Гоффа?

Опыт 3. Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Реакции в гетерогенной системе, в отличие от гомогенной, проходят не во всем объёме, а лишь на поверхности раздела фаз. Для гетерогенной системы, состоящей из двух фаз, одна из которых твёрдая, скорость химического взаимодействия сильно зависит от степени измельчения твёрдого вещества, т. е. степени дисперсности.

Поместите в одну пробирку кусочек мрамора, а в другую – порошок мрамора. Массы кусочка и порошка мрамора составляют по 0,5 г. Затем в каждую пробирку налейте по 5 мл 2 н раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Сравните время растворения мрамора в каждой пробирке.

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности твердого вещества на скорость химической реакции.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость химической реакции (групповой опыт).

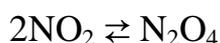
На асбестовую сетку насыпьте немного порошка алюминия и в 10 раз меньшее количество мелко растёртого сухого йода. Тщательно перемешайте. Отметьте, что реакция практически не идёт. Добавьте пипеткой 1-2 капли воды.

Что наблюдаете? Как влияет вода на скорость реакции?

Напишите уравнение реакции. Отметьте все наблюдения. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

Опыт 5. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

Прибор для наблюдения сдвига химического равновесия заполнен диоксидом азота NO_2 бурого цвета. Измерения молекулярной массы диоксида азота показали, что газ при температуре выше 140°C состоит исключительно из молекул NO_2 , ниже этой температуры происходит частичная димеризация оксида азота(IV) по уравнению:

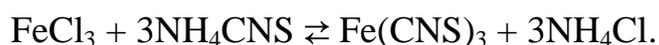


Газ NO_2 имеет бурый цвет, а N_2O_4 – бесцветная жидкость. Один шар прибора поместите в стакан с горячей водой, другой – в сосуд, наполненный водой со льдом. Наблюдайте изменение цвета в каждом сосуде.

На основании принципа Ле Шателье объясните изменения, происходящие в приборе. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 6. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Исследование проводится на примере реакции:



Красное окрашивание роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ позволяет фиксировать смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Налейте в пробирку 5 мл 0,1 н раствора хлорида железа(III) и добавьте 5 мл 0,1 н раствора роданида аммония. Полученный раствор разделите на четыре части. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной для сравнения. Ко второй пробирке прилейте несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, к третьей – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III). В четвертую пробирку присыпьте кристаллического хлорида аммония NH_4Cl . Встряхните пробирку, чтобы усилить растворение соли.

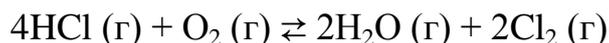
Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№ пробирки	Добавленный реактив	Интенсивность окраски	Смещение равновесия
1	Контрольная		
2	FeCl ₃		
3	NH ₄ CNS		
4	NH ₄ Cl		

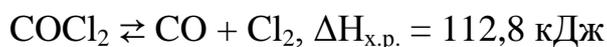
Сравните окраску растворов в пробирках с окраской контрольной пробирки и объясните происшедшие изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Запишите выражение константы равновесия для данной реакции. Изменилось ли значение константы? Сделайте вывод о влиянии концентрации на смещение химического равновесия.

Контрольные задания:

1. Запишите выражение для констант равновесия следующих реакций:



2. Какие факторы смещают равновесие реакции в сторону обратной реакции:



3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 50 °, если температурный коэффициент равен 2:

- а) 2 б) 10 в) 8 г) 16 д) 32

4. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз при температурном коэффициенте, равном 3:

- а) 3 б) 30 в) 27 г) 9 д) 81

5. Как изменится скорость газовой реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при увеличении концентрации NO₂ в 5 раз:

- а) 5 б) 10 в) 16 г) 20 д) 25

6. Как уменьшится скорость газовой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении реагирующей смеси в 3 раза:

- а) 3 б) 6 в) 9 г) 18 д) 27

7. Для реакции $A + B = C$ при $C_A = 2$ моль/л и $C_B = 1$ моль/л скорость равна 0,3 моль/л•ч. Вычислите константу скорости:

- а) 0,15 б) 0,40 в) 0,60 г) 0,80 д) 0,90

8. В газовой среде протекает химическая реакция: $B + A_2 = D_2$. Напишите выражение закона действующих масс для этой реакции.

- а) $v = kC_A^2 C_B C_D^2$ б) $v = kC_A C_B C_D$
в) $v = kC_B C_A^2$ г) $v = kC_A C_B$

9. Чтобы сместить равновесие в системе $2NO(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2NO_2(г)$ в сторону обратной реакции, необходимо:

- а) повысить давление б) понизить концентрацию NO_2
в) повысить концентрацию O_2 г) повысить концентрацию NO_2

10. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



- а) $K_C = [NOCl_2]^2 / [NO][Cl_2]$ б) $K_C = [NO][Cl_2] / [NOCl_2]^2$
в) $K_C = [NOCl_2]^2 / [NO][Cl_2]^2$ г) $K_C = [NO][Cl_2] / [NOCl_2]$

Лабораторная работа № 2

Приготовление растворов заданных концентраций

Оборудование: аналитические весы; технохимические весы; набор ареометров; мерные колбы на 50, 100, 200, 250 мл; мерные цилиндры емкостью на 50, 100, 250 мл; стаканы емкостью на 100 и 250 мл; воронки; пустые склянки для растворов; стеклянные палочки; шпатели и капсулаторки; резиновые груши; дозаторы; пипетки; стаканчики для взвешивания; фильтры.

Реактивы: дистиллированная вода; кристаллические соли $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $CaCl_2$, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, Na_2CO_3 , $NaCl$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$; твердый $NaOH$; концентрированные растворы HCl , CH_3COOH , H_2SO_4 .

Ход работы

Приготовление растворов предполагает не только умение выполнять необходимые расчеты, но и знание приемов работы с измерительной и мерной посудой, аналитическими и технохимическими весами, ареометрами.

Для приготовления определенной массы раствора с заданной массовой долей рассчитывают массу растворяемого вещества и воды. Затем берут навеску растворяемого вещества на техномических весах, отмеривают мерным цилиндром воду, помещают их в стакан и перемешивают стеклянной палочкой до получения однородного раствора.

Для приготовления определенного объема раствора заданной молярной концентрации рассчитывают только массу растворяемого вещества и взвешивают ее на аналитических весах. Навеску помещают в мерную колбу соответствующего объема, вливают в нее небольшой объем воды, в которой растворяют навеску. Затем в колбу доливают воду до метки, закрывают пробкой и перемешивают.

Растворы заданной нормальной концентрации готовят аналогично молярным, но при определении массы растворенного вещества для расчета используют не молярную массу вещества, а молярную массу его эквивалента.

Выражение состава раствора через его плотность ρ основано на том, что с изменением содержания растворенного вещества в данной массе или объеме раствора плотность также изменяется.

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит *ареометр*. Он представляет собой поплавок с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а, следовательно, обратно пропорциональные их плотности.

Для определения плотности раствор наливает в высокий цилиндр и опускают ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости. Показания ареометра отмечают по нижнему краю мениска.

Существуют и специально градуированные ареометры для измерения серной кислоты, спирта, нефтепродуктов, молока и т. д.

От плотности раствора можно перейти к его составу, пользуясь

таблицами. Если в таблице нет величины, отвечающей значению на шкале ареометра, а есть близкие значения, то массовую долю вычисляют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним).

Пример расчета концентрации раствора по его плотности.

1. Измеряют плотность раствора ареометром. Например, $\rho (\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,200 \text{ г/см}^3$.

2. Находят в таблице (табл. 3) значения плотностей, в интервале которых находится экспериментальное значение, и соответствующие им концентрации ω (%).

$$\rho_1 = 1,174 \text{ г/см}^3, \omega_1 = 24 \%$$

$$\rho_2 = 1,205 \text{ г/см}^3, \omega_2 = 28 \%$$

3. Считают, что в этих интервалах концентрация раствора изменяется прямо пропорционально изменению плотности раствора. Находят разницу концентраций для соответствующей разницы плотностей:

$$\Delta_1 = \rho_2 - \rho_1 = 1,205 - 1,174 = 0,031 \text{ г/см}^3$$

$$\Delta_2 = \omega_2 - \omega_1 = 28 - 24 = 4 \%$$

4. Находят разницу между плотностью данного раствора и меньшей табличной величиной:

$$\Delta_3 = \rho - \rho_1 = 1,200 - 1,174 = 0,026 \text{ г/см}^3$$

5. На основании пропорции находят поправку к концентрации раствора:

$$\Delta_4 = \frac{\Delta_3 \cdot \Delta_2}{\Delta_1} = \frac{0,026 \cdot 4}{0,031} = 3,35 \%$$

6. Находят истинную концентрацию раствора:

$$\omega (\%) = \omega_1 + \Delta_4 = 24 + 3,35 = 27,35 \%$$

Задание:

1. Выполнить расчеты по предложенным вариантам.
2. Приготовить растворы указанных концентраций по указанию преподавателя.

Вариант № 1.

а) Приготовить 100 г 5% раствора сульфата магния $MgSO_4$ из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 2М раствора гидроксида натрия $NaOH$ из твердого основания.

в) Приготовить 100 мл 1н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

Вариант № 2.

а) Приготовить 100 г 10% раствора хлорида кальция $CaCl_2$ из твердой соли.

б) Приготовить 100 мл 1н раствора сульфата меди $CuSO_4$ из кристаллогидрата.

в) Приготовить 100 мл 1М раствора уксусной кислоты CH_3COOH из концентрированного раствора.

Вариант № 3.

а) Приготовить 120 г 5% раствора сульфата магния $MgSO_4$ из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 1н раствора серной кислоты H_2SO_4 из концентрированного раствора.

в) Приготовить 100 мл 1М раствора хлорида натрия $NaCl$ из твердой соли.

Вариант № 4.

а) Приготовить 100 г 5% раствора сульфата меди $CuSO_4$ из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 2М раствора гидроксида натрия $NaOH$ из твердого основания.

в) Приготовить 50 мл 2н раствора серной кислоты H_2SO_4 из концентрированного раствора.

Вариант № 5.

а) Приготовить 90 г 5% раствора карбоната натрия Na_2CO_3 из твердой соли.

б) Приготовить 100 мл 1М раствора сульфата никеля NiSO_4 из кристаллогидрата.

в) Приготовить 50 мл 0,5н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

Вариант № 6.

а) Приготовить 150 г 5% раствора карбоната натрия Na_2CO_3 из твердой соли.

б) Приготовить 50 мл 1н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

в) Приготовить 200 мл 1 М раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

Вариант № 7.

а) Приготовить 80 г 5% раствора сульфата никеля NiSO_4 из кристаллогидрата.

б) Приготовить 50 мл 1М раствора уксусной кислоты CH_3COOH из концентрированного раствора.

в) Приготовить 100 мл 1н раствора гидроксида натрия NaOH из твердого основания.

Вариант № 8.

а) Приготовить 110 г 5% раствора сульфата меди CuSO_4 из кристаллогидрата.

б) Приготовить 250 мл 0,1М раствора уксусной кислоты CH_3COOH из концентрированного раствора.

в) Приготовить 50 мл 1н раствора сульфата никеля NiSO_4 из кристаллогидрата.

Вариант № 9.

а) Приготовить 120 г 5% раствора карбоната натрия Na_2CO_3 из твердой соли.

б) Приготовить 250 мл 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 из концентрированного раствора.

в) Приготовить 50 мл 1н раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

Вариант № 10.

а) Приготовить 85 г 3% раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

б) Приготовить 200 мл 1М раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

в) Приготовить 100 мл 0,1н раствора сульфата никеля NiSO₄ из кристаллогидрата.

Контрольные задания:

1. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора HNO₃ с массовой долей 30% ($\rho = 1,219$ г/мл)?
2. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 л. Плотность равна 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, молярную, моляльную и эквивалентную концентрации раствора.
3. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30% ($\rho = 1,149$ г/мл) следует добавить к 5 л 0,5 н раствора HCl для получения 1 н раствора?
4. Какой объем 0,25 н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н раствора гидроксида кальция?
5. Какой объем воды нужно прибавить к 1 л раствора гидроксида калия ($\omega = 40\%$, $\rho = 1,411$ г/мл), чтобы получить раствор KOH с массовой долей 18%?
6. Определите массу карбоната калия, выпавшего в осадок из 770 г насыщенного при 100 °С раствора и охлажденного до 0 °С, если в 100 г растворителя при 100 °С содержится 155 г соли, а при 0 °С – 111 г соли.
7. Определите массовую долю хлорида кобальта(II) и его растворимость, если 500 г раствора CoCl₂ при 20 °С содержат 173 г соли.
8. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы C₆H₁₂O₆ в 4 л раствора при 27 °С.
9. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при 20 °С. Вычислите молекулярную массу неэлектролита.

10. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38\text{ }^\circ\text{C}$. Чистый ацетон кипит при $56\text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.
11. Раствор, состоящий из 9,2 г йода и 100 г метилового спирта, кипит при $65\text{ }^\circ\text{C}$. Сколько атомов входит в состав молекулы йода, находящегося в растворенном состоянии? Температура кипения спирта $64,7\text{ }^\circ\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа $E = 0,84\text{ }^\circ\text{C}$.
12. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 400 г воды.
13. Какая масса нафталина $C_{10}H_8$ находится в 8 кг бензола, если этот раствор замерзает при $3,45\text{ }^\circ\text{C}$? Температура замерзания чистого бензола $5,4\text{ }^\circ\text{C}$.
14. Вычислите криоскопическую константу воды, если водный раствор этилового спирта C_2H_5OH ($\omega = 11,3\%$) замерзает при $-5\text{ }^\circ\text{C}$.

Лабораторная работа № 3

Электролитическая диссоциация

Оборудование: штативы с пробирками, стакан с горячей водой.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы: 1 н HCl , 1 н CH_3COOH , 0,1 н HCl , 0,1 н CH_3COOH , NH_4OH , $NaOH$, $AgNO_3$, $NaCl$, $CuCl_2$, $FeCl_3$; кристаллические CH_3COONa , NH_4Cl , $CuCl_2$; цинк металлический; кусочки мрамора; ацетон; фенолфталеин, метиловый оранжевый.

Ход работы

Опыт 1. Сравнение химической активности кислот.

а) В одну пробирку налейте 5 мл 1 н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 1 н раствора уксусной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и поместите по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке реакция идет интенсивнее? Почему? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) В одну пробирку налейте 3 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, в

другую – 3 мл 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместите в стакан с горячей водой. Какой газ выделяется? С какой кислотой реакция идет более энергично? Объясните это явление. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов.

а) В пробирку налейте 4 мл раствора уксусной кислоты и добавьте 3-4 капли индикатора метилоранжа. Под влиянием каких ионов метилоранж принимает розовую окраску?

Разделите содержимое пробирки на 2 части. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного кристаллического ацетата натрия. Пробирку встряхните несколько раз. Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните её изменение. Что надо добавить к раствору слабой кислоты, чтобы сместить равновесие в сторону образования малодиссоциированных молекул?

б) В пробирку налейте 4 мл раствора гидроксида аммония и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Как меняется окраска индикатора? Почему?

Разделите содержимое пробирки на две части. Одну пробирку оставьте для контроля, а в другую добавьте немного кристаллического хлорида аммония. Хорошо встряхните несколько раз пробирку. Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет? Изменение концентрации каких ионов происходит?

Опыт3. Диссоциация солей.

а) Возьмите немного хлорной меди и отметьте цвет твердой соли. Одну часть соли растворите в ацетоне, а другую – в воде. Наблюдайте цвет раствора в первом и во втором случаях. Дайте объяснение.

б) Несколько кристаллов хлорной меди растворите в малом количестве воды (1-2 капли). Какого цвета раствор? Добавьте несколько миллилитров воды (1-2 мл.). Что наблюдаете? Каков цвет полученного раствора? Составьте

6. Смешаны растворы веществ: а) Na_2CO_3 и BaCl_2 ; б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия этих веществ.
7. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции между растворами гидрокарбоната кальция и соляной кислоты.
8. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. В каком направлении будет смещаться равновесие диссоциации при добавлении HCl и при добавлении NaOH ?
9. Напишите выражения констант диссоциации угольной и сернистой кислот (k_1 и k_2). Какая из этих величин меньше? Почему?
10. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций растворения в соляной кислоте следующих малорастворимых в воде веществ: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
11. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:
- а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} =$
12. Растворы каких веществ нужно взять, чтобы получить в осадке гидроксид никеля(II)? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения.

Лабораторная работа № 4

Гидролиз солей

Оборудование: штативы с пробирками, держалки, спиртовки, спички.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы солей: NaCl , ZnCl_2 , Na_2CO_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, CH_3COONa ; концентрированный раствор SbCl_3 или $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус.

Ход работы

Опыт 1. Определение среды растворов солей.

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей: хлорида натрия, хлорида цинка, карбоната натрия, ацетата аммония. Каким индикатором –

фенолфталеином или лакмусом можно определить среду растворов этих солей? Добавьте несколько капель соответствующего индикатора. О чем говорят изменения, происходящие в пробирках? Результат опыта внесите в таблицу:

№	Формула соединения	Индикатор	Окраска индикатора	Среда раствора	Тип механизма гидролиза
1	NaCl				
2	Na ₂ CO ₃				
3	ZnCl ₂				
4	CH ₃ COONH ₄				

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза исследованных солей.

Опыт 2. Влияние нагревания на гидролиз.

К раствору ацетата натрия добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Объясните изменение окраски при нагревании раствора и после его охлаждения под струей холодной воды. Составьте уравнения в молекулярной и ионной форме.

Опыт 3. Влияние концентрации соли на гидролиз.

Отметьте цвет концентрированного раствора хлорида сурьмы (или нитрата висмута). К 1–2 мл этого раствора прилейте двойной объем дистиллированной воды. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции гидролиза. Каким индикатором следует подействовать, чтобы определить характер среды?

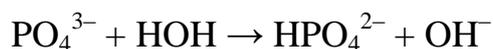
Опыт 4. Совместный гидролиз солей.

К раствору хлорида цинка прилейте по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка. Какое вещество выпадает в осадок? Пузырьки какого газа выделяются при этом? Составьте уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Контрольные задания:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей и укажите, какую реакцию среды имеют их водные растворы: Ca(NO₃)₂; MnSO₄; Na₃PO₄; Ba(CN)₂, Na₂SO₃, CuCl₂.

2. Объясните, почему усиливается гидролиз сульфата железа(III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия?
3. Чем объяснить, что при сливании раствора хлорида алюминия с раствором сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия, а не сульфид алюминия? Составьте уравнение реакции.
4. Как влияет на степень гидролиза сульфата хрома(III): а) прибавление щелочи; б) прибавление кислоты; в) повышение температуры; г) прибавление раствора сульфида калия; д) прибавление раствора карбоната натрия?
5. Охарактеризуйте поведение в растворе следующих солей и укажите реакцию их водных растворов: NH_4NO_3 ; K_2SO_3 ; Na_2SO_4 ; CaCl_2 ; $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.
6. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу? Укажите механизм гидролиза: NaClO ; NaCl ; MgCl_2 ; Na_2S ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
7. Какая из перечисленных солей гидролизу не подвергается:
- а) BeSO_4 б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ г) NaNO_3
8. Водный раствор какой соли имеет нейтральную среду:
- а) CaSO_4 б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ в) CdCl_2 г) CoSO_4
9. Для водного раствора соли укажите реакцию среды:
- 1) NaClO_4 2) K_3PO_4 3) MgCl_2 4) FeCl_2
- а) $\text{pH} = 7$; б) $\text{pH} > 7$; в) $\text{pH} < 7$
10. При гидролизе какой из приведенных солей образуется кислая соль:
- а) NiSO_4 б) Na_2S в) AlCl_3 г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
11. В каком случае при сливании водных растворов солей происходит полный гидролиз продукта реакции:
- а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{SrCl}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12. Гидролиз какой соли протекает по уравнению:



- а) K_2HPO_4 б) NaH_2PO_4 в) $AlPO_4$ г) K_3PO_4

13. Добавление какого из приведенных веществ может увеличить степень гидролиза фосфата калия:

- а) HCl б) K_3PO_4 в) KCl г) $NaOH$

14. В водном растворе какой соли фенолфталеин имеет малиновую окраску:

- а) $NaClO_4$ б) K_3PO_4 в) $ZnCl_2$ г) NH_4Cl

Лабораторная работа № 5

Коллоидные растворы

Оборудование: штативы с пробирками, мерный цилиндр на 100 мл, две плоскодонные колбы на 100 мл, химический стакан на 150 мл, электрическая плитка, фильтровальная бумага, стеклянные палочки, капилляры.

Реактивы: дистиллированная вода, насыщенный раствор серы в этиловом спирте, 3% раствор $FeCl_3$, 0,005 н раствор $FeCl_3$, 0,005 н раствор $K_4[Fe(CN)_6]$.

Ход работы

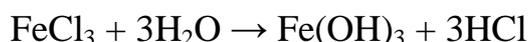
Опыт 1. Получение золя серы.

Сера растворяется в этиловом спирте, образуя истинный раствор. В воде сера практически нерастворима, поэтому при добавлении воды к спиртовому раствору молекулы серы объединяются в более крупные агрегаты.

В колбу налейте ~ 80 мл дистиллированной воды и прилейте при перемешивании по каплям ~ 20 мл насыщенного раствора серы в этиловом спирте. Образуется молочно-белый опалесцирующий золь. Какой способ получения коллоидных систем используется для получения золя? Напишите строение мицеллы золя серы.

Опыт 2. Получение золя гидроксида железа(III).

Получение золя гидроксида железа(III) осуществляется по реакции гидролиза:



Поверхностные молекулы агрегата $Fe(OH)_3$ вступают в химическую реакцию с HCl : $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow FeOCl + 2H_2O$

Молекулы FeOCl, подвергаясь диссоциации, образуют ионы:



Руководствуясь правилом Липатова, в соответствие с которым из растворов на поверхности коллоидных частиц адсорбируются ионы, близкие по своей природе к составу агрегата, строение мицеллы золя гидроксида железа можно изобразить следующим образом:



Нагрейте до кипения 100 мл дистиллированной воды. В горячую воду по каплям при перемешивании добавьте 5-10 мл 3%-ного раствора FeCl₃. Образуется коллоидный раствор гидроксида железа(III) интенсивного красно-коричневого цвета.

Какой способ получения коллоидных систем используется для получения золя?

Опыт 3. Получение золь берлинской лазури с различными зарядами.

Приготовьте в двух пробирках коллоидные растворы берлинской лазури из 0,005 н раствора FeCl₃ и 0,005 н раствора K₄[Fe(CN)₆] в следующих соотношениях:

а) 3 мл раствора FeCl₃ и 1 мл раствора K₄[Fe(CN)₆];

б) 3 мл раствора K₄[Fe(CN)₆] и 1 мл раствора FeCl₃.

Напишите формулу мицеллы для обоих золь и определите знак заряда каждой коллоидной частицы.

Определите знак заряда коллоидных частиц на фильтровальной бумаге методом капиллярного анализа. Он основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. На листок фильтровальной бумаги нанесите каплю исследуемого золя. После впитывания капли золь с положительно заряженными частицами адсорбируется на бумаге и дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно. Золь с отрицательно заряженными частицами не адсорбируется бумагой и образует равномерно окрашенное пятно.

Лабораторная работа № 6

Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле

Оборудование: бюретки на 25 мл, колбы конические на 100 мл с пробками, колбы конические на 100 мл для титрования, воронки, цилиндры мерные на 100 мл и 10 мл, стаканы на 50 и 100 мл, фильтры, фарфоровые ступки и пестики.

Реактивы: 0,2 н, 0,1 н и 0,05 н растворы CH_3COOH , 0,1 н раствор NaOH , уголь активированный в таблетках, фенолфталеин.

Ход работы:

В три сухие пронумерованные колбы поместите по 1 грамму измельченного активированного угля. В каждую колбу поместите по 50 мл растворов уксусной кислоты определенной концентрации. Интенсивно взболтайте содержимое и оставьте на 20-30 минут для установления равновесия. Взбалтывайте колбы каждые 5 минут.

Приготовьте три сухие колбы с воронками, в которые поместите складчатые фильтры. Отфильтруйте растворы кислот с адсорбентом по истечении 20 минут. Первые порции фильтрата (3-5 мл) отбросьте. В колбы для титрования поместите по 10 мл фильтрата 0,2 н и 0,1 н растворов кислот и 20 мл фильтрата 0,05 н раствора кислоты. Каждую пробу оттитруйте 0,1 н раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина до появления малиновой окраски.

Результаты занесите в таблицу:

До адсорбции С кислоты, н	После адсорбции			А моль/г
	V кислоты, мл	V NaOH, мл	С кислоты, н	
0,2	10			
0,1	10			
0,05	20			

Величину адсорбции рассчитайте по формуле:

$$A = \frac{C_1 - C_2}{m} \cdot V, \text{ где}$$

C_1 – исходная концентрация кислоты, моль/л.

C_2 – равновесная концентрация кислоты, моль/л.

V – объем раствора, взятый для адсорбции, мл.

m – масса адсорбента, г.

Вычислите IgA и IgC , постройте график изотермы адсорбции, откладывая IgA на оси ординат, а IgC – на оси абсцисс. рассчитайте значения K и n .

Лабораторная работа № 7

Окислительно-восстановительные реакции

Оборудование: штатив с пробирками, металлический штатив с лапкой, лучинки, спички, фарфоровая чашка, большие пробирки.

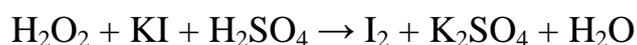
Реактивы: 0,1 н раствор KI, 2 н раствор H_2SO_4 , 30% раствор H_2O_2 , крахмальный клейстер, 0,1 н раствор $KMnO_4$, $(NH_4)_2Cr_2O_7$ кристаллический, бромная вода, 30% раствор NaOH, 0,1 н раствор Na_2SO_3 .

Ход работы:

Опыт 1. Окислительные свойства пероксида водорода.

В пробирку налейте 2 мл 0,1 н раствора иодида калия и 1 мл 2 н раствора серной кислоты. Затем прибавьте 1 мл пероксида водорода. Отметьте изменение окраски раствора. Какое вещество придает раствору окраску? Разбавьте содержимое пробирки водой до соломенно-желтого цвета и прилейте 1-2 капли раствора крахмала. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемые явления.

Реакция протекает по уравнению:



Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 2. Восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку налейте 2 мл 0,1 н раствора перманганата калия и 1 мл 2 н раствора серной кислоты. Прибавьте по каплям пероксид водорода до полного обесцвечивания раствора. Обратите внимание на выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Объясните наблюдаемые явления.

Составьте уравнение реакции.

Методом электронного баланса уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Сравните поведение пероксида водорода в опыте 1 и 2.

Опыт 3. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

В фарфоровую чашку поместите горкой 1-2 грамма дихромата аммония. К вершине горки прикоснитесь зажженной лучинкой. Через несколько секунд наблюдайте бурное разложение соли.

Реакция протекает по уравнению:



Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Атомы какого элемента проявляют функции окислителя; восстановителя? Как меняется их степень окисления?

Опыт 4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления).

В пробирку налейте 2 мл бромной воды и добавьте по каплям 30% раствор щелочи до обесцвечивания. Реакция протекает по уравнению:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса. Как изменяется степень окисления брома? Укажите окислитель и восстановитель. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования?

Опыт 5. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

В три пробирки налейте по 2 мл 0,1 н раствора перманганата калия. В одну из них добавьте такой же объем 2 н раствора серной кислоты, в другую – 1-2 мл воды, в третью – 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. Во все три пробирки прибавьте по каплям свежеприготовленный 0,1 н раствор

сульфита натрия до изменения окраски растворов. Как изменяется окраска растворов? Какие ионы обуславливают окраску?

Запишите полные уравнения реакций:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса уравнений. Определите окислитель и восстановитель. В какой среде MnO_4^- проявляет более высокую окислительную активность?

Контрольные задания:

1. Расставьте коэффициенты в уравнении методом электронного баланса, определите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
2. В процессе окисления:
 - а) степень окисления понижается
 - б) степень окисления повышается
 - в) присоединяются электроны
 - г) степень окисления не изменяется
3. Выберите процесс восстановления:
 - а) $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$
 - б) $\text{S}^{\circ} \rightarrow \text{S}^{+6}$;
 - в) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+3}$
 - г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
4. Какое из указанных веществ может проявлять только окислительные свойства:
 - а) H_2S
 - б) H_2SO_3
 - в) H_2SO_4
 - г) Na_2SO_3
5. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:
 - а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - б) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
 - г) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. Выберите процесс окисления:
 - а) $\text{As}^{+3} \rightarrow \text{As}^{\circ}$
 - б) $\text{S}^{\circ} \rightarrow \text{S}^{+6}$
 - в) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$
 - г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
7. Какое из указанных веществ может проявлять только восстановительные свойства:
 - а) NH_3
 - б) HNO_3
 - в) HNO_2
 - г) NaNO_3

Лабораторная работа № 8

Коррозия металлов

Оборудование: штатив с пробирками, химические стаканы на 50 мл, стеклянные палочки, пластинки оцинкованного и луженого железа, гвозди перевитые медной проволокой, стальные пластинки, наждачная бумага.

Реактивы: 0,1 н раствор H_2SO_4 , 3% раствор $NaCl$, 0,5% раствор гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$, фенолфталеин, формалин, уротропин, 2 н раствор HCl .

Ход работы:

Опыт 1. Коррозия оцинкованного и луженого железа.

В стакан налейте 30-40 мл 0,1 н раствора серной кислоты и добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Содержимое перемешайте и разлейте поровну в два стакана. В один стакан опустите пластинку оцинкованного железа, а в другой – пластинку луженого железа (предварительно нарушить покрытие).

Что наблюдаете? Где и почему интенсивнее выделяется газ? Как изменяется окраска раствора в каждом случае? О чем свидетельствует изменение окраски? Катодным или анодным является покрытие железа в каждом случае? Напишите уравнения протекающих процессов.

Опыт 2. Коррозия в нейтральной среде.

В пробирку налейте на 1/3 ее объема 3%-ного раствора хлорида натрия. Добавьте несколько капель фенолфталеина. Опустите в пробирку гвоздь, перевитый медной проволокой (лаковое покрытие с проволоки удалить наждачной бумагой).

Что наблюдаете? Какую роль в опыте выполняет хлорид натрия? С кислородной или водородной деполяризацией протекает процесс коррозии? Укажите катодный и анодный участки. Составьте уравнения происходящих процессов.

Опыт 3. Роль кислорода в коррозии металлов.

Наждачной бумагой зачистите стальную пластинку. На середину

пластинки нанесите каплю раствора хлорида натрия с каплю фенолфталеина. Через некоторое время обратите внимание, какая часть капли раствора окрашивается в малиновый цвет. Почему?

Укажите катодный и анодный участки. Составьте уравнения протекающих процессов.

Опыт 4. Действие ингибитора коррозии.

В два стакана налейте по 15-20 мл 0,1 н раствора серной кислоты, добавьте в каждый стакан несколько капель раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. В первый стакан опустите протравленную железную пластинку (предварительно обработанную соляной кислотой). Во второй стакан налейте несколько капель формалина или добавьте несколько кристалликов уротропина. Опустите в стакан такую же железную пластинку.

Сравните, где коррозия идет быстрее. Почему? Запишите уравнения реакций.

Контрольные задания:

1. Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с медью или с оловом? Ответ объясните.
2. Составьте схемы процессов, протекающих при электрохимической коррозии железа в результате нарушения анодного и катодного покрытия.
3. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов при коррозии пары магний-никель. Какие продукты коррозии образуются при коррозии в кислой и нейтральной среде?
4. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – катодное или анодное? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов при нарушении покрытия во влажном воздухе. Какие образуются продукты коррозии?
5. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк или магний? Почему? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов коррозии во влажной атмосфере.

б. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Составьте уравнения электродных процессов.

Лабораторная работа № 9

Комплексные соединения

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные палочки, пипетки.

Реактивы: бензол, гексацианоферрат(III) калия кристаллический, роданид аммония кристаллический, растворы: нитрат висмута 0,5 н, иодид калия 0,5 н и 0,1 н, нитрат ртути(II) 0,5 н, гидроксид натрия 2 н, сульфат (или хлорид) никеля(II) 0,5 н, 25% раствор аммиака, гексацианоферрат(II) калия 0,5 н, сульфат меди 0,5 н, соляная кислота 2 н, перманганат калия 0,5 н, хлорид (сульфат) кобальта(II) 0,5 н.

Ход работы:

Получение комплексных соединений.

Опыт 1. Получение соединений с комплексным анионом.

а) Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5 н раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5 н раствора иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б) Получение тетраиодомеркурата(II) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н раствора нитрата ртути(II).

Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5 н раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли – тетраиодомеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

Опыт 2. Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля.

Получите осадок гидроксида никеля(II), внося в пробирку 1-2 мл 0,5 н раствора сульфата никеля и такой же объем 2 н раствора гидроксида натрия. К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25% раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов обуславливает окраску раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции образования комплексного соединения никеля.

Опыт 3. Получение координационного соединения с комплексными анионом и катионом.

В пробирку внесите 1 мл 0,5 н раствора гексацианоферрата(II) калия, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, и двойное количество 0,5 н раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку прилейте раствор аммиака (25%) до полного растворения осадка. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой.

Наблюдайте постепенное образование мелких бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.

Химические свойства комплексных соединений.

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II).

В пробирку внесите 1-1,5 мл 0,5 н раствора сульфата меди и добавьте такой же объем 0,5 н раствора комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) Восстановление гексацианоферрата(III) калия.

В пробирку внесите 1,5-2 мл 0,1 н раствора иодида калия, 0,5-1 мл 2 н соляной кислоты и 0,5 мл бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли железа(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода.

Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходит при этом в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Указать окислитель и восстановитель.

Какие ионы в комплексном соединении изменили степень окисления?

б) Окисление гексацианоферрата(II) калия

Поместите в пробирку 0,5-1 мл 0,5 н раствора перманганата калия, добавьте несколько капель 2 н раствора серной кислоты и добавив по каплям 0,5 н раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора.

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления перманганата калия до сульфата марганца(II). При этом комплексное соединение $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ окисляется до $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Напишите уравнение реакции окисления. Укажите окислитель и

восстановитель.

Опыт 6. Устойчивость комплексного иона. Реакции обмена лигандами.

Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(II) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония NH_4CNS . Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:



Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

Контрольные задания:

1. Назовите соединения: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.
2. Укажите для приведенных соединений комплексообразователь и лиганды, внутреннюю и внешнюю сферу комплекса.
3. Определите координационное число комплексообразователя, заряд комплексообразователя и комплексной частицы. К какому типу комплексов относятся эти соединения?
4. Запишите уравнения диссоциации комплексных соединений и комплексных ионов. Напишите константы нестойкости комплексных ионов вышеперечисленных соединений.
5. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях и приведите их названия:
 - a) $\text{K}[\text{AuBr}_4]$
 - б) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$
 - в) $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$
 - г) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
 - д) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
 - е) $\text{K}[\text{PtNH}_3\text{Cl}_5]$
 - ж) $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$
 - з) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
 - и) $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$
6. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений с приведенными катионом или анионом:
 - a) $[\text{Bi}^{+3}\text{I}_4]$
 - б) $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$
 - в) $[\text{Pd}^{+2}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2]$
 - г) $[\text{Fe}^{+3}\text{F}_6]$
 - д) $[\text{Hg}^{+2}(\text{SCN})_4]$
 - е) $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_4]$
 - ж) $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$
 - з) $[\text{Fe}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]$
 - и) $[\text{Ag}^{+1}(\text{CN})_2]$

7. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия:



8. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями:



9. Какой комплексный ион устойчивее:



Ответ мотивируйте сравнением значений констант нестойкости комплексных ионов.

Лабораторная работа № 10

Химические свойства металлов

Оборудование: штатив с пробирками, химические стаканы на 100 мл, держалки, спиртовки, спички, фильтровальная бумага, пинцет.

Реактивы: металлические натрий и кальций, гранулированные цинк и свинец, медные стружки, алюминиевые пластинки, железные гвозди, фенолфталеин, дистиллированная вода, растворы: гидроксид натрия 2 н, соляная кислота 2 н, соляная кислота концентрированная, серная кислота 2 н, серная кислота концентрированная, азотная кислота 2 н, азотная кислота концентрированная, сульфат меди 0,5 н, сульфат железа 0,5 н, хлорид цинка 0,5 н, нитрат свинца 0,5 н.

Ход работы:

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой.

В химический стакан налейте 50 мл воды. Опустите кусочек натрия, предварительно обсушив его фильтровальной бумагой (Осторожно! Натрий

брать только пинцетом!). Что происходит? Почему кусочек металла превратился в каплю? После окончания реакции прилейте в стакан 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Чем обусловлено появление окраски?

Повторите опыт с кальцием. Обратите внимание на скорость реакции. Сравните химическую активность натрия и кальция на основании значений стандартных электродных потенциалов и положения в периодической системе химических элементов.

Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с кислотами.

В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и прибавит по 2-3 мл кислот: 2 н раствора HCl, 2 н раствора H₂SO₄, 2 н раствора HNO₃, конц. HCl, конц. H₂SO₄, конц. HNO₃. (Опыты проводить в вытяжном шкафу!). Что наблюдаете? Какие условия необходимы для реакции концентрированной серной кислоты с цинком?

Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель. С какими из этих кислот будет взаимодействовать медь? Почему?

Опыт 3. Отношение металлов к растворам оснований.

Налейте в пробирку 5 мл 2 н раствора гидроксида натрия. Нагрейте раствор до кипения и опустите в него алюминиевую пластинку. Что наблюдаете? Докажите опытным путем, что выделяющийся газ – водород. Составьте уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель. Дайте название образующемуся гидроксокомплексу.

Опыт 4. Реакции металлов с солями.

В четыре пробирки налейте по 3 мл 0,5 н растворов солей: CuSO₄, FeSO₄, ZnCl₂, Pb(NO₃)₂. Опустите в первую пробирку железный гвоздь, во вторую – медные стружки, в третью – кусочек свинца, в четвертую – кусочек цинка. Через 2-3 минуты отметьте, в каких пробирках произошли изменения. Почему? Сравните значения стандартных электродных потенциалов металлов.

Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Контрольные задания:

1. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



2. Как можно осуществить следующие превращения:



3. Осуществите превращения:



4. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами:



5. Гидроксид меди(II) реагирует с:

а) водой

б) азотной кислотой

в) оксидом алюминия

г) золотом

6. Оксид кальция реагирует с:

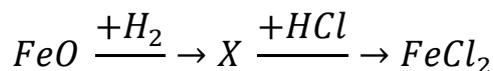
а) оксидом лития

б) медью

в) азотной кислотой

г) оксидом магния

7. Формула вещества, обозначенного X в схеме превращений:



а) Fe_2O_3

б) FeCl_3

в) Fe

г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

8. Количество водорода, выделившегося при взаимодействии 325 г цинка с соляной кислотой, равно:

а) 1 моль

б) 3 моль

в) 5 моль

г) 7 моль

9. Формулы продуктов реакции кальция с водой и коэффициенты перед ними в соответствующем уравнении реакции:

а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2

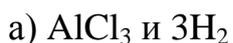
б) CaO и H_2

в) CaO и 2H_2

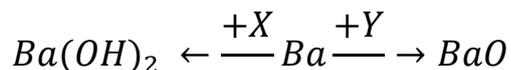
г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 2H_2

10. Формулы продуктов реакции алюминия с соляной кислотой и

коэффициенты пред ними в соответствующем уравнении реакции:



11. Молекулярные формулы веществ, обозначенные X и Y в схеме превращений:



12. Качественной реакцией на ион Ba^{2+} является реакция с:



13. Качественной реакцией на ион Ag^+ является реакция с:



14. Качественной реакцией на ион Fe^{3+} является реакция с:



15. Натрий и калий окрашивают пламя соответственно:

а) в желтый и малиновый цвет

б) в желтый и фиолетовый цвет

в) в карминово-красный и фиолетовый цвет

г) в зеленый и желтый цвет

Лабораторная работа № 11

Свойства неметаллов

Оборудование: штативы с пробирками, спиртовки, спички, держалки, ложечки для сжигания веществ, колба на 100 мл, пробки с оттянутой трубкой, 3 стакана на 50 мл, стеклянная палочка, 2 стеклянные пластинки.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы серной кислоты (1:5) и 20%; раствор иодида калия (1%); лакмус; цинк гранулированный; сера кристаллическая; йод кристаллический; кристаллические хлорид калия, бромид калия, иодид калия; серная кислота (конц.); соляная кислота (конц.); аммиак (конц.); измельченная сахароза; спирт этиловый; 0,1 н растворы KClO_3 , KBrO_3 ,

KIO_3 , KCl , KBr , KI , AgNO_3 , H_2SO_4 , CuSO_4 , Na_2SO_4 ; 2н раствор HNO_3 ; раствор крахмала (1%); 0,5 н растворы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и KMnO_4 ; бромная вода.

Ход работы:

Опыт 1. Получение водорода действием металла на кислоту.

В пробирку поместить 2 кусочка цинка и прилить на 1/3 по высоте раствор серной кислоты (1:5). Пробирку закрыть пробкой с оттянутой трубкой и надеть на трубку другую пробирку. Собрать водород в пробирку и, не переворачивая, поднести к горелке. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций. Можно ли получить водород действием на цинк соляной кислотой; концентрированной серной кислотой?

Опыт 2. Свойства йода.

А) В сухую пробирку поместить кристаллик йода. Пробирку закрепить в держалке и нагреть на пламени спиртовки. Отметить происходящие изменения. Объяснить изменения в пробирке. Охладить пробирку на воздухе. Что происходит?

Б) В пробирку поместить несколько кристалликов йода и прибавить 5 мл воды. Взболтать. Какова растворимость йода в воде, почему? Добавить несколько капель раствора иодида калия. Как изменяется цвет раствора и растворимость йода? Почему?

В) В пробирку поместить один кристаллик йода и прилить 1 мл этилового спирта. Что наблюдаете? Сравнить растворимость йода в воде и спирте, дать объяснения.

Опыт 3. Восстановительные свойства галогеноводородов.

В три сухие пробирки поместить по 1 г измельченных хлорида калия, бромида калия, иодида калия. В каждую пробирку прилить по 2 мл концентрированной серной кислоты. (**Осторожно! Работу проводить в вытяжном шкафу!**) Какие изменения происходят в каждой пробирке? Дать объяснения. Написать уравнения реакций. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов?

Опыт 4. Окислительные свойства кислородсодержащих соединений

галогенов.

В три пробирки внесите по 0,5 мл по 0,1 М растворов KClO_3 , KBrO_3 , KIO_3 . В каждую пробирку прибавьте по 1 капле крахмала и по 0,5 мл раствора KI . Затем в каждую пробирку прилейте по 0,5 мл 20% серной кислоты и отметьте время появления йода. Опишите наблюдения. Напишите уравнения реакций. Объясните результаты.

Опыт 5. Качественная реакция на галогенид-ионы.

Образование осадков AgCl , AgBr , AgI является реакцией, характерной для ионов галогенов. Налейте в 3 пробирки по 1 мл 0,1 н растворов KCl , KBr и KI , добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. К полученным осадкам добавьте по 2-3 капли 2 н раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

Опыт 6. Горение серы в кислороде.

В ложечку для сжигания веществ поместить небольшое количество серы. Поджечь серу на пламени спиртовки. Аккуратно опустить ложечку с горячей серой в колбу. (**Работу проводить в вытяжном шкафу**). После сгорания серы, налить в колбу 20-30 мл воды и добавить лакмус. О чем свидетельствует изменение окраски? Написать уравнения происходящих реакций. Сделать вывод о характере свойств соединений серы.

Опыт 7. Качественная реакция на сульфат-ион.

В три пробирки налейте по 1 мл 0,1 н. растворов: в первую – серной кислоты, во вторую – сульфата натрия, в третью – сульфата меди(II). В каждую прилейте по 0,5 мл 0,1 М раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Укажите ПР сульфата бария.

Опыт 8. Дегидратирующие свойства серной кислоты (демонстрационный).

В химический стакан на 50 мл поместить 5 г мелко измельченной сахарозы, добавить 0,5 мл воды и 2-3 мл концентрированной серной кислоты. Размешать содержимое стеклянной палочкой. Объяснить происходящие

изменения. Написать уравнение реакции. Сделать вывод о свойствах концентрированной серной кислоты.

Опыт 9. Восстановительные свойства аммиака.

В три пробирки внесите отдельно по 0,5 мл: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) бихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25% раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Напишите соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак окисляется до свободного азота, перманганат калия восстанавливается до оксида марганца(IV), а бихромат калия – до оксида хрома(III). Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

Опыт 10. Взаимодействие аммиака с хлороводородом (демонстрационный).

В два стакана на 50 мл налить по 2 мл концентрированного раствора соляной кислоты и концентрированного раствора аммиака. Закрыть стаканы стеклянными пластинами, чтобы стаканы заполнились газообразными аммиаком и хлороводородом. Убрать пластины и соединить отверстия двух стаканов. Что наблюдаете? Объяснить происходящее явление. Какие свойства проявляют аммиак и хлороводород в этой реакции. Написать уравнение реакции.

Контрольные задания:

1. Более прочная связь между атомами в молекуле:
а) F_2 б) Cl_2 в) Br_2 г) I_2
2. Какой из галогенов является более сильным восстановителем?
а) F_2 б) Cl_2 в) Br_2 г) I_2
3. К растворам солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?
а) Na_2SO_4 б) $CuSO_4$ в) Na_2S г) Na_2SO_3
4. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака?

а) sp б) sp^3 в) sp^2 г) sp^2d

5. В каких из указанных реакций может выделяться свободный бром?



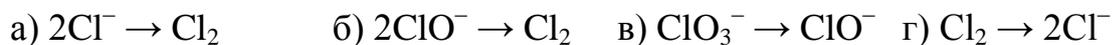
6. Какие вещества получаются при взаимодействии фтора с водой?



7. В каких из указанных реакций можно получить свободный йод?



8. В каких случаях хлор окисляется?



9. С какими из перечисленных веществ взаимодействует HBr ?



10. С какими из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота?



Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

При выполнении лабораторных работ по общей и неорганической химии используются концентрированные кислоты, щелочи, щелочные металлы, токсичные органические вещества. При небрежном отношении к работе возможны несчастные случаи, попадание опасных веществ в глаза и на кожу, ожоги, возникновение пожаров. При работе в химической лаборатории необходимо строго соблюдать требования техники безопасности. Студенты несут ответственность за соблюдение правил поведения в химической лаборатории, техники безопасности при работе с химическими реактивами, посудой, оборудованием.

Все студенты обязаны выполнять **общие правила** поведения в химической лаборатории:

1. В химической лаборатории нельзя находиться в верхней одежде. Студенты должны работать в халатах, волосы должны быть убраны.
2. Во время работы в лаборатории соблюдать чистоту, тишину и порядок, не отвлекать и не мешать выполнять работу другим студентам.
3. Студенты могут находиться в лаборатории только с разрешения преподавателя или лаборанта. Не допускается присутствие в лабораториях посторонних лиц во время проведения работ.
4. Рабочее место должно содержаться в чистоте и порядке, его не следует загромождать бумагами, посудой и реактивами. Запрещается класть на рабочие столы одежду, вещи, сумки и любые посторонние предметы. Нельзя загромождать проходы между рабочими столами.
5. В лаборатории запрещается принимать пищу и напитки, курить.
6. Категорически запрещается пробовать химические реактивы на вкус. Запах соединений определяют, осторожно направляя его пары легким движением руки. Нельзя подносить сосуд к носу и делать глубокий вдох.
7. Нельзя заглядывать в склянки и бутылки сверху, все наблюдения необходимо вести через боковую стенку сосуда.

8. Необходимо следить, чтобы химические реактивы не попали на одежду, кожу. Во время работы нельзя подносить руки к лицу, глазам, волосам.

9. Перед проведением каждой операции необходимо убедиться в исправности посуды и оборудования, правильном выборе химических реактивов.

10. Лабораторные работы выполняются по два человека. Запрещается выполнять химический эксперимент одному.

Перед началом работы работающие в химических лабораториях должны изучить методику выполнения лабораторной работы, инструкции к приборам, последовательность выполнения операций. Прослушать текущий инструктаж преподавателя по проведению лабораторной работы.

Во время работы студенты должны соблюдать общие правила поведения и работы в химических лабораториях, выполнять требования техники безопасности при работе со щелочными металлами, кислотами и щелочами, нагревательными приборами, стеклянной посудой; меры противопожарной безопасности:

1. Использовать химические реактивы, указанные в лабораторной работе, обращая внимание на формулы веществ, их концентрации и последовательность использования. Запрещается пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными надписями на них.

2. Часть реактивов находится на рабочих столах студентов. Это опасные вещества, не обладающие токсичным действием – растворы кислот, оснований, солей, твердые соли, простые вещества, индикаторы. Вещества, представляющие опасность находятся в вытяжном шкафу – концентрированные кислоты и щелочи, раствор брома в воде, щелочные металлы, горючие или токсичные вещества.

3. Реактивы, находящиеся в вытяжном шкафу нельзя переносить на рабочее место. Все работы с ними необходимо проводить только в вытяжном шкафу. Возле вытяжного шкафа не следует создавать толчею, мешать друг другу.

4. Реактивы сразу после использования закрывать теми же пробками, сразу ставить на место. Передавать реактивы можно только в закрытом состоянии. Запрещается ходить с реактивами по аудитории.

5. Перед помещением реактивов в пробирку необходимо убедиться в ее чистоте и целостности. Нельзя использовать загрязненную или треснутую посуду.

6. Необходимый объем растворов измеряется мерными пробирками, пипетками или другой мерной посудой. Лишнее количество реактивов нельзя выливать обратно в склянку. Нельзя засасывать реактивы в пипетку ртом, нужно пользоваться резиновой грушей или дозатором.

7. При работе с кислотами следует наливать кислоту в воду. Запрещается наливать воду в кислоту, так как может произойти выброс кислоты вследствие сильного разогревания смеси.

8. При работе со щелочными металлами необходимо соблюдать особую осторожность, не допуская их соприкосновения с водой. Вынимать металлический натрий и калий следует только сухим пинцетом. Щелочные металлы нельзя брать руками. Керосин с поверхности кусочков металла удаляют фильтровальной бумагой. В реакции используют кусочки не больше горошины. Нельзя наклоняться над стаканом во время реакции.

9. Категорически запрещается выбрасывать остатки щелочных металлов в канализацию, урну.

10. В качестве нагревательных приборов используют электрические плитки с закрытой спиралью; водяные бани; спиртовки.

11. Перед зажиганием спиртовки следует убедиться, что она исправна, фитиль вытасчен на нужную высоту, а горловина и держатель фитиля сухие. Если спиртом смочен держатель фитиля и горловина спиртовки, при зажигании может произойти взрыв паров внутри.

12. Спиртовку можно зажигать только спичками, запрещается зажигать одну спиртовку от другой. Гасить спиртовку можно только одним способом – накрывать пламя фитиля колпачком. Нельзя задуть пламя, так как при этом

может произойти небольшой взрыв смеси паров спирта с воздухом и горящий спирт выбросится в лицо.

13. Горящую спиртовку нельзя наклонять, перемещать, ходить с ней по аудитории во избежание разлива и загорания спирта.

14. Пробирки, используемые для нагревания должны быть чистыми, сухими и целыми. Пробирка не должна быть наполнена содержимым более чем на треть.

15. Пробирку закрепляют в держалке в верхней части пробирки. Пробирку с содержимым предварительно прогревают во избежание ее растрескивания. Отверстие пробирки при нагревании должно быть направлено в сторону от всех работающих.

По окончании работы необходимо:

1. Проверить и привести в порядок рабочее место, приборы и аппараты, вымыть руки.

2. Грязную посуду складывают на специальные противни. Не следует оставлять грязную посуду на рабочем столе.

3. Содержимое пробирок после лабораторной работы сливают в специально отведенные емкости. Нельзя выливать химические реактивы в канализацию.

При возникновении очага возгорания необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю.

При загорании твердых горючих веществ (мебель, пол, стены и т. д.) в качестве средств пожаротушения применяют песок, накидки из толстой ткани, огнетушители пенные и порошковые, воду.

При возгорании ЛВЖ и ГЖ (спирт, бензол, и др.) применяют песок, накидки, любые огнетушители.

Для тушения щелочных и щелочноземельных металлов используют сухой песок или порошковые огнетушители. Применять воду, пенные и углекислотные огнетушители нельзя.

Для тушения электроприборов, находящихся под напряжением, применяют накидки, песок, порошковые и углекислотные огнетушители.

Нельзя тушить водой и пенными огнетушителями.

1. При ожогах химическими веществами, особенно кислотами и щелочами, пораженный участок кожи быстро промывают большим количеством воды, затем на обожженное место накладывают примочку: при ожогах кислотой – из 2% раствора карбоната натрия, при ожогах щелочью – из слабого 1–2% раствора уксусной кислоты.

2. При попадании брызг кислоты в глаза, их немедленно нужно промыть большим количеством воды и затем 3% раствором карбоната натрия. После этого пострадавшего необходимо немедленно доставить в медпункт.

3. При порезах рук стеклом необходимо удалить из раны мелкие осколки, затем промыть раны 2% раствором перманганата калия или спиртом и, смазав йодной настойкой, забинтовать.

4. При воспламенении одежды необходимо загасить огонь на горящем (не бегать!), набросив на него одеяло, халат, пальто и т.д. Погасив огонь, приступить к оказанию первой помощи.

5. Ядовитые вещества могут попасть в организм через пищеварительный тракт, дыхательные пути, иногда через кожу и слизистые оболочки. При всех случаях отравления необходимо доставить пострадавшего в медпункт или вызвать скорую помощь.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																
Периоды	Ряды	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		H 1 Водород	Li 3 Литий	Be 4 Бериллий	B 5 Бор	C 6 Углерод	N 7 Азот	O 8 Кислород	F 9 Фтор	Ne 10 Неон	Na 11 Натрий	Mg 12 Магний	Al 13 Алюминий	Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон
IV	4	K 19 39,0983 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,956 Скандий	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,942 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,938 Марганец	Ni 26 58,69 Никель									
	5	Rb 37 85,4678 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,9059 Итрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,9064 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 [98] Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,905 Родий	Pd 46 106,42 Палладий							
V	6	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 Барий	La* 57 138,905 Лантан	Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,907 Прозеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 [145] Прометий	Sm 62 150,35 Самарий	Eu 63 151,96 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,924 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,930 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,934 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,967 Лютеций
	7	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	Ac** 89 [227] Актиний	Th 90 232,038 Торий	Pa 91 [231] Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 [237] Нептуний	Pu 94 [244] Плутоний	Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [252] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий
VI	8	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 Барий	La* 57 138,905 Лантан	Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,907 Прозеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 [145] Прометий	Sm 62 150,35 Самарий	Eu 63 151,96 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,924 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,930 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,934 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,967 Лютеций
	9	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	Ac** 89 [227] Актиний	Th 90 232,038 Торий	Pa 91 [231] Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 [237] Нептуний	Pu 94 [244] Плутоний	Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [252] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий
VII	10	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	Ac** 89 [227] Актиний	Th 90 232,038 Торий	Pa 91 [231] Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 [237] Нептуний	Pu 94 [244] Плутоний	Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [252] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий

Таблица 2 – Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg ²⁺	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК
Ca ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК
Sr ²⁺	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК
Ba ²⁺	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Р

вещество хорошо растворимо в воде

М

малорастворимо

Н

практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

РК

нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

НК

нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г

полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой

-

вещество вообще не существует

Таблица 3 – Массовая доля ω (%) и плотность водных растворов кислот при 15 °С

ω (%)	Плотность раствора г/мл			ω (%)	Плотность раствора г/мл	
	H ₂ SO ₄	HCl	CH ₃ COOH		H ₂ SO ₄	CH ₃ COOH
4	1,027	1,019	1,0052	56	1,460	1,0660
8	1,055	1,039	1,0113	60	1,503	1,0685
12	1,083	1,059	1,0171	64	1,547	1,0707
16	1,112	1,079	1,0228	68	1,594	1,0725
20	1,143	1,100	1,0284	72	1,640	1,0740
24	1,174	1,121	1,0337	76	1,687	1,0747
28	1,205	1,142	1,0388	80	1,732	1,0748
32	1,238	1,163	1,0436	84	1,776	1,0742
36	1,273	1,183	1,0481	88	1,808	1,0726
40	1,307		1,0523	92	1,830	1,0696
44	1,342		1,0562	96	1,840	1,0644
48	1,380		1,0598	100	1,838	1,0553
52	1,419		1,0631			

Таблица 4 – Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	K_D
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота (орто)	H_3BO_3	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
Борная кислота (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Угльная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота (орто)	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Вода	H_2O	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

Таблица 5 – Степень диссоциации электролитов (при 18 °С)

Название электролита	Формула	Степень диссоциации, %	
		1 н	0,1 н
1. Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	92
Бромоводородная	HBr	—	92
Иодоводородная	HI	—	92
Фтороводородная	HF	7,0	8,5
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Сероводородная	H ₂ S	—	0,07
Сернистая	H ₂ SO ₃	—	34
Угольная	H ₂ CO ₃	—	0,17
Фосфорная	H ₃ PO ₄	—	27
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	—	0,01
Уксусная	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	—	31
2. Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	91
Гидроксид натрия	NaOH	78	91
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0,4	1,3
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	69	80
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	—	78
3. Соли			
Хлорид натрия	NaCl	67	84
Хлорид калия	KCl	75	86
Нитрат калия	KNO ₃	64	83
Сульфат калия	K ₂ SO ₄	53	71
Сульфат меди	CuSO ₄	—	40
Ацетат натрия	CH ₃ COONa	53	79
Сульфат натрия	Na ₂ SO ₄	45	69
Хлорид аммония	NH ₄ Cl	74	85
Ацетат калия	CH ₃ COOK	64	—
Нитрат серебра	AgNO ₃	58	81
Гидрокарбонат натрия	NaHCO ₃	52	—

Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

Таблица 6 – Произведения растворимости труднорастворимых веществ при комнатной температуре

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgSCN	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 7 – Константы нестойкости комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблица 8 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
при 25 °С

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
Li^+	Li (ТВ)	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,02
K^+	K (ТВ)	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ba^{2+}	Ba (ТВ)	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Sr^{2+}	Sr (ТВ)	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Ca^{2+}	Ca (ТВ)	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Na^+	Na (ТВ)	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg^{2+}	Mg (ТВ)	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,34
Al^{3+}	Al (ТВ)	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,67
Mn^{2+}	Mn (ТВ)	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,05
SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
NO_3^-	NO_2 (Г)	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,85
Zn^{2+}	Zn (ТВ)	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Cr^{3+}	Cr (ТВ)	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,71
AsO_4^{3-}	AsO_2^-	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (ТВ)	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
Fe^{2+}	Fe (ТВ)	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Cd^{2+}	Cd (ТВ)	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Co^{2+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni^{2+}	Ni (ТВ)	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
NO_3^-	NO (Г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
Sn^{2+}	Sn (ТВ)	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb^{2+}	Pb (ТВ)	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	$\pm 0,00$
NO_3^-	NO_2^-	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
S(ТВ)	H_2S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	+0,14
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,20
SO_4^{2-}	H_2SO_3	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
Cu^{2+}	Cu (ТВ)	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
Co^{3+}	Co (ТВ)	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,43
H_2SO_3	S (ТВ)	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,51
I_2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54

Продолжение таблицы 8

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	φ° , В
MnO_4^-	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,57
MnO_4^{2-}	MnO_2 (ТВ)	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,58
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,60
O_2	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
H_2SeO_3	Se	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,74
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
NO_3^-	NO_2 (г)	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
NO_3^-	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
NO_3^-	NO (г)	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
HNO_2	NO (г)	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
Br_2 (ж)	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,08
IO_3^-	I^-	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,09
MnO_2 (ТВ)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,28
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34
Cl_2 (г)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
PbO_2 (ТВ)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
F_2 (г)	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учеб.: рек. Мин. обр. РФ / Н.С. Ахметов. – М.: Лань, 2014. – 752 с. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
2. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – СПб.: Лань, 2009. – 528 с. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032.

Дополнительная литература

1. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – СПб.: Лань, 2014. – 368 с. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/50685>.
2. Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / И.А. Пресс. – СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014. – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>.
3. Коровин Н.В. Общая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2009. – 558 с.
4. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ / Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.
5. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / Стась Н.Ф. – Томск: Томский политехнический университет, 2014. – 93 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/34718>.

Составитель:

Родина Татьяна Андреевна,

профессор кафедры химии и химической технологии АмГУ, доктор хим. наук.

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРАГНИЧЕСКОЙ
ХИМИИ**

Учебное пособие для нехимических специальностей и направлений подготовки

Изд-во АмГУ. Подписано к печати

. Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 3,33.

Тираж 100. Заказ