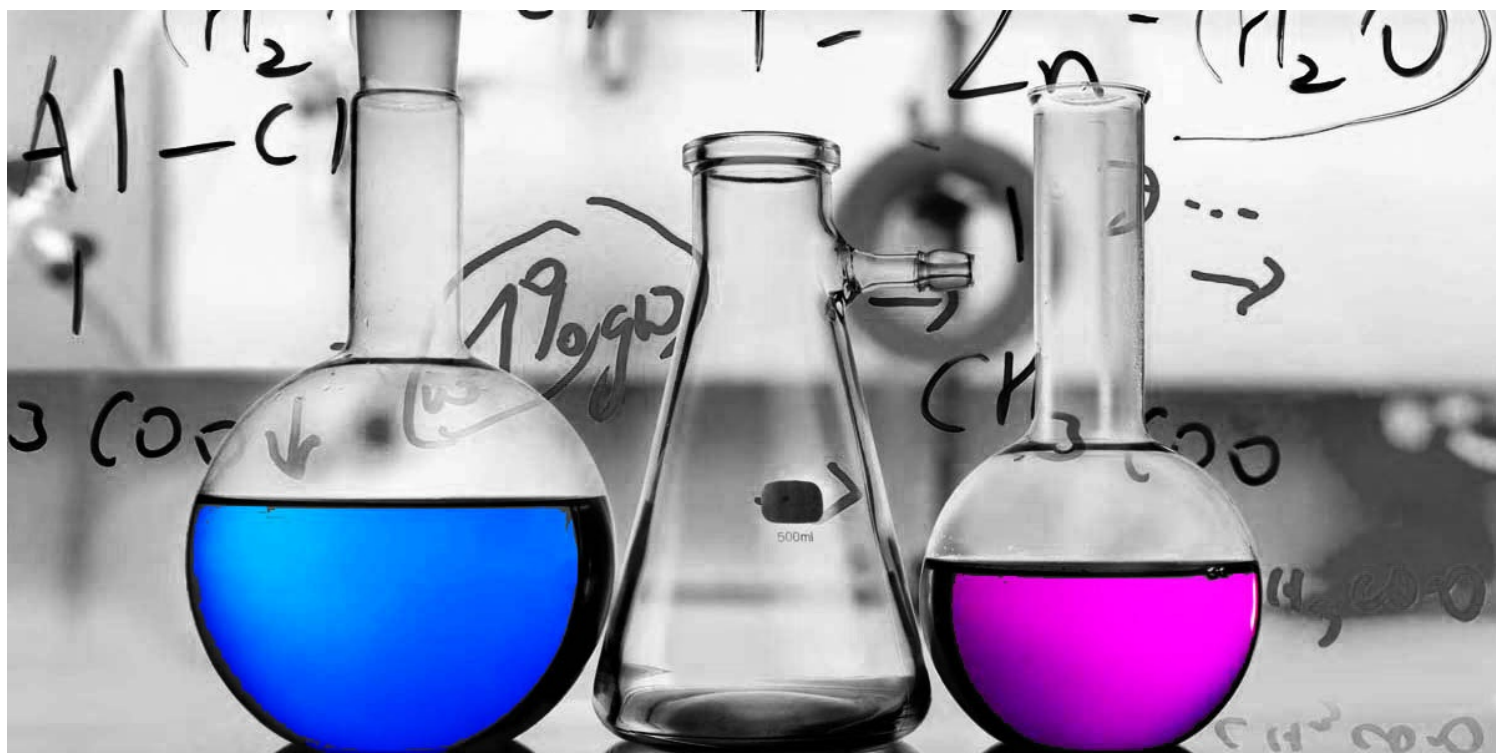


**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

**Методические указания
к лабораторным работам
по общей химии**



Донецк
ДОННТУ
2020

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»
КАФЕДРА ОБЩЕЙ, ФИЗИЧЕСКОЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**Методические указания
к лабораторным работам
по общей химии**
для обучающихся нехимических специальностей
всех форм обучения

Рассмотрено:
на заседании кафедры общей,
физической и органической химии
протокол № 7 от 10 февраля 2020 г.

Утверждено:
на заседании Учебно-издательского
совета ДОННТУ
протокол № 3 от 27 апреля 2020 г.

Донецк
ДОННТУ
2020

УДК 54 (071)

ББК 24.4

М 54

Рецензент:

Ганнова Юлия Николаевна – кандидат химических наук, доцент кафедры «Прикладная экология и охрана окружающей среды» ГОУВПО «Донецкий национальный технический институт».

Составители:

Волкова Елена Ивановна – кандидат химических наук, доцент кафедры «Общая физическая и органическая химия» ГОУВПО «ДОННТУ»;

Кулишова Татьяна Петровна – кандидат химических наук, доцент кафедры «Общая физическая и органическая химия» ГОУВПО «ДОННТУ»;

Рублева Людмила Ивановна – кандидат химических наук, доцент кафедры «Общая физическая и органическая химия» ГОУВПО «ДОННТУ».

М 54 Методические указания к лабораторным работам по общей химии [Электронный ресурс]: для обучающихся нехимических специальностей всех форм обучения / ГОУВПО «ДОННТУ», Каф. общей, физич. и органич. химии; сост.: Е.И. Волкова, Т.П. Кулишова, Л.И. Рублева. - Электрон. дан. (1 файл: 1,1 Мб).- Донецк: ДОННТУ, 2020.- Систем. Требования: ZIP-архиватор.

Методические указания включают описание методик проведения лабораторных работ по отдельным темам курса общей химии. Способствуют формированию знаний и практических навыков обучающихся по проведению химического эксперимента, знакомят с методами математической обработки результатов опытов, учат применению теоретических знаний на практике, способствуют развитию умения делать выводы по результатам эксперимента.

УДК 54 (071)

ББК 24.4

Оглавление

Общие правила выполнения лабораторных работ	4
Правила техники безопасности и первая помощь при несчастных случаях	4
Правила противопожарной безопасности	5
Химическая посуда	6
Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов.....	10
Определение молярной массы газа	12
Определение молярной массы эквивалентов металла	14
Определение теплоты химической реакции.....	17
Комплексные соединения.....	23
Скорость химических реакций	25
Смещение химического равновесия.....	29
Свойства растворов электролитов.....	31
Гидролиз солей.....	33
Окислительно-восстановительные реакции.....	35
Химические свойства металлов.....	37
Гальванические элементы. Коррозия металлов.....	39
Электролиз	41
Жёсткость воды	44
Методы получения коллоидных систем	48
Коагуляция коллоидных систем	49
Концентрация растворов	51
Использованная литература	56
Приложения	57

Общие правила выполнения лабораторных работ

Лабораторные работы являются важной составной частью курса химии. Работа в лаборатории помогает закреплению лекционного материала, развивает навыки научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению химии, логического химического мышления.

При проведении эксперимента необходимо придерживаться следующих правил.

1. Опыты следует производить только в чистой посуде.
2. Нельзя выливать излишек реактива из пробирки обратно в ёмкость для хранения реактива.
3. Сухие соли необходимо набирать чистым шпателем или ложечкой, причем излишек реактива нельзя высыпать назад в ёмкость с реактивом.
4. Не следует путать пробки, пипетки или шпатели от разных ёмкостей. В противном случае можно испортить весь реактив.
5. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку следует класть на стол внешней стороной.
6. Нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место.
7. Отработанные дорогие (например, остатки солей серебра) реактивы необходимо сливать в специально поставленные для них ёмкости.

Правила техники безопасности и первая помощь при несчастных случаях

1. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении вещества по запаху пробирку следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия пробирки к носу.
2. Опыты с концентрированными кислотами и щелочами, ядовитыми и летучими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.
3. Не наклоняться над отверстием пробирки во избежание попадания брызг на лицо и одежду.
4. При проведении опыта не следует заполнять пробирку более чем на $1/3$ объема. Перемешивают реактивы в пробирке легким встряхиванием, а не закрывая отверстие пробирки пальцем.

5. Нагревают жидкость в пробирке на водяной бане или на открытом пламени, закрепив ее в специальном держателе. При этом сначала прогревают верхнюю часть жидкости, а затем всю пробирку.
6. Во время нагревания жидкости держать пробирку отверстием в сторону от себя и от студентов, работающих рядом.
7. При разведении концентрированных кислот, особенно серной, необходимо осторожно вливать кислоту в воду, интенсивно размешивая полученный раствор стеклянной палочкой!

При нарушении правил безопасности в лаборатории возникает необходимость в оказании неотложной медицинской помощи: порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами.

Следует помнить правила оказания первой помощи:

1. При ранении стеклом необходимо удалить осколки из раны, смазать края раны раствором йода и перевязать бинтом.
2. При ожоге рук или лица реактив необходимо смыть большим количеством воды, затем обработать место ожога разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочами) или раствором соды (в случае ожога кислотой). После этого рану следует снова хорошо промыть водой.
3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожжённое место необходимо обработать раствором перманганата калия, смазать мазью от ожога или вазелином.
4. При химических ожогах глаз обильно промыть глаза водой, используя специальную ванночку, а затем обратиться к врачу.

Правила противопожарной безопасности

1. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь песок, одеяло и т.п.
2. В случае воспламенения горючих веществ быстро погасите горелку, выключите электронагревательные приборы, отставьте сосуд с огнеопасным веществом и тушите пожар:
 - горящие жидкости прикройте одеялом, а затем, если нужно, засыпьте песком, но не заливайте водой;
 - загоревшийся фосфор гасите мокрым песком или водой;
 - в случае воспламенения щелочных металлов гасите пламя только сухим песком, но не водой.
3. Во всех случаях пожара в лаборатории немедленно вызовите пожарную команду (за исключением воспламенения щелочных металлов). До прихода пожарной команды воспользуйтесь углекислотным огнетушителем.

Химическая посуда


В лаборатории используется стеклянная, фарфоровая, металлическая посуда. Наиболее часто опыты проводят в стеклянной посуде.

Стеклянная химическая посуда условно делится на три группы: посуда общего назначения, мерная посуда, специальная посуда.

Основные виды используемой в данном практикуме химической посуды и их изображения приведены в табл.1.

Таблица 1

Основные виды химической посуды

Наименование	Изображение
<p><u>Посуда общего назначения</u> изготавливается она из обычного и термостойкого стекла</p> <p><i>Пробирки</i> служат для проведения опытов с небольшими количествами веществ. Обычная лабораторная пробирка имеет емкость около 20 мл.</p>	 <p>Обычные пробирки</p>  <p>Центрифужные Градуированные пробирки</p>
<p><i>Химические стаканы</i> – тонкостенные сосуды цилиндрической формы. Они предназначены для выполнения различных операций – приготовления растворов, проведения некоторых химических реакций и т.д. Химические стаканы изготавливаются в соответствии с ГОСТ, емкость их бывает различной – от 50 мл до 2 л. Различаются они и по форме (высокие и низкие, с носиком и без носика).</p>	

Плоскодонные и конические колбы применяются для самых различных работ (приготовление растворов, фильтрование и т.д.). Небольшие конические колбы, иначе называемые колбами Эрленмейера, применяются для титрования. Емкость плоскодонных конических колб может быть различной – от 25 мл до 5 л. Изготавливают разнообразные колбы: с узким и широким горлом, с обычным цилиндрическим горлом и с отогнутыми краями, а также со специальным шлифованным горлом. Такие колбы герметично закрываются специальными пробками стандартных размеров. Если колба изготовлена из термостойкого стекла, на ней имеется соответствующее обозначение: ТС, матовый прямоугольник или кружок.



Конические колбы



Круглая колба со шлифом

Круглодонные колбы предназначены для проведения синтезов, могут использоваться при перегонке жидкостей. Они могут иметь одно, два, три, реже четыре горла стандартных размеров. Как правило, одно из них более широкое, остальные узкие.



Химические воронки различной емкости используются для переливания жидкостей, для фильтрования. Угол воронки чаще всего составляет 60°. Хвостовая часть воронки имеет косой срез, необходимый для того, чтобы переливаемая жидкость стекала по стенке сосуда и не разбрызгивалась.



Капельницы предназначены для работы с веществами, расходуемыми по каплям, например, с индикаторами.



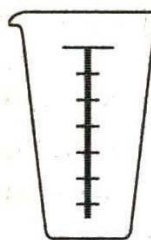
Мерная посуда применяется для измерения объемов жидкости. Она калибрована, т.е. имеет метку, отмечающую определенный объем жидкости. Калибрование точной мерной посуды производят при температуре 20°C. Отклонение температуры на $\pm 5^\circ\text{C}$ не вызывает значительного изменения объема. Поэтому с мерной посудой работают при температурах, отличающихся в указанных пределах от температуры калибровки. В случае необходимости делают соответствующий пересчет. Мерная посуда, на которой кроме метки, отмечающей общий объем, есть метки деления общего объема на части, называется градуированной. При работе с градуированной посудой необходимо установить цену деления.

Для правильного измерения объема жидкости мерную посуду наполняют ею так, чтобы мениск касался метки, при этом глаз должен находиться на уровне метки. Уровень смачивающих стекло прозрачных жидкостей (воды, водных растворов, спирта) устанавливают по нижнему краю вогнутого мениска, а для непрозрачных и темноокрашенных – по верхнему краю.

Мерные цилиндры и мензурки используют при приготовлении растворов. Мензурки в отличие от мерных цилиндров имеют коническую форму. Емкость мерных цилиндров колеблется от 10 мл до 2 л, мензурок – от 50 до 500 мл. Измерение объемов жидкостей при помощи мензурок дает меньшую точность. Мерные (измерительные) цилиндры, мензурки позволяют грубо измерить объем жидкостей. Для точного измерения предназначены мерные колбы, бюретки, пипетки



Мерные цилиндры



Мензурка

<p><i>Мерные колбы</i> предназначены для приготовления растворов точной концентрации. Это мерная посуда на наливание, они имеют одну метку на длинном узком горлышке. Мерные колбы бывают различной емкости – от 50 мл до 2 л. Они могут быть с притертой пробкой и без нее.</p>	
<p><i>Пипетки и бюретки</i> – это мерная посуда, используемая при проведении химического анализа. Пипетки предназначены для отбора точных объемов анализируемых растворов. Бюретки используются для титрования .</p> <p>а) пипетка градуированная; б) пипетка Мора; в) бюретка с краном; г) бюретка с бусиной</p>	 <p>а) б) в) г)</p>
<p>Фарфоровая химическая посуда также используется при выполнении химического эксперимента.</p>	
<p><i>Выпарная (выпарительная) чашка</i> – круглодонная тонкостенная емкость с носиком или без. Применяется для упаривания и выпаривания растворов.</p>	
<p><i>Ступка</i> – толстостенная фарфоровая посуда. Нижняя внешняя поверхность ступки плоская, а внутренняя – сферическая. Ступки используют для измельчения и растирания твердых веществ с помощью <i>пестика</i>.</p>	
<p><i>Тигли</i> применяются для прокаливания веществ. Они бывают различной емкости — от 2 до 100 мл.</p>	

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками; растворы $MgCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, H_2SO_4 , $NaOH$, KOH (конц.), кристаллический V_2O_5 , дистиллированная вода.

Порядок выполнения работы**Опыт 1. Кислотно-основные свойства гидроксида магния $Mg(OH)_2$**

1. Сделайте **прогноз** о кислотно-основных свойствах гидроксида магния, проанализировав степень окисления металла, образовавшего гидроксид.

2. Какие реактивы необходимо взять для получения гидроксида магния? В первую и вторую пробирки поместите по 3-4 капли раствора выбранной соли, добавьте в каждую 3-4 капли раствора щёлочи. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакции.

3. В первую пробирку добавьте серную кислоту до растворения осадка. Напишите уравнение реакции.

4. Во вторую пробирку добавьте раствор щёлочи. Наблюдаются ли изменения? Почему?

Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида магния на основании ваших наблюдений.

Опыт 2. Кислотно-основные свойства гидроксида алюминия $Al(OH)_3$

1. Сделайте **прогноз** о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия, проанализировав степень окисления металла, образовавшего гидроксид.

2. Какие реактивы необходимо взять для получения гидроксида алюминия? В первую и вторую пробирки поместите по 5-6 капель раствора выбранной соли, в каждую пробирку по каплям (осторожно!) при постоянном встряхивании добавьте раствор щёлочи до появления осадка. Напишите уравнение реакции.

3. В первую пробирку добавляйте серную кислоту до появления видимых изменений в растворе. Напишите уравнение реакции.

4. Во вторую пробирку добавьте раствор щёлочи. Отметьте наблюдающиеся изменения. Напишите уравнение реакции.

Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия на основе ваших наблюдений.

Опыт 3. Кислотно-основные свойства оксида ванадия V_2O_5

1. Сделайте **прогноз** о кислотно-основных свойствах оксида ванадия, проанализировав степень окисления металла, образовавшего оксид.

2. В первую и вторую пробирки поместите небольшое количество порошка оксида ванадия V_2O_5 .

3. В первую пробирку налейте 1 мл серной кислоты. Реагирует ли оксид ванадия V_2O_5 с кислотой? Почему?

4. Во вторую пробирку добавьте 1 мл концентрированного раствора щёлочи. Встряхните полученную смесь, подождите несколько минут до полного растворения осадка. Отметьте цвет образовавшегося раствора. Напишите уравнение реакции.

Сделайте **вывод** о кислотно-основных свойствах оксида ванадия V_2O_5 .

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие основные классы неорганических соединений вы знаете?
2. Какие сложные вещества относят к оксидам?
3. Как определить основно-кислотные свойства оксидов: теоретически? экспериментально?
4. Какие сложные вещества относят к гидроксидам?
5. Как определить основно-кислотные свойства гидроксидов: теоретически? экспериментально?
6. Что означает термин «амфотерность»? Приведите примеры амфотерных оксидов и гидроксидов.
7. Какими кислотно-основными свойствами обладают оксиды: SiO_2 , CrO_3 , BaO , Cu_2O ? Обоснуйте свой ответ.
8. Какими кислотно-основными свойствами обладают гидроксиды: $Cu(OH)_2$, H_2CO_3 , $Zn(OH)_2$, $Ti(OH)_2$? Обоснуйте свой ответ.
9. С какими веществами взаимодействует раствор гидроксида натрия: H_2S , CaO , SO_2 , $Ba(OH)_2$, Cs_2O ? Обоснуйте свой ответ.
10. С какими веществами взаимодействует раствор серной кислоты: H_2CO_3 , CO_2 , SiO_2 , CuO ? Обоснуйте свой ответ.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

Определение молярной массы газа

Необходимые приборы и реактивы: прибор для получения углекислого газа (аппарат Киппа), техно-химические весы, плоскодонная колба, мерный цилиндр.

Порядок выполнения работы

1. Сухую плоскодонную колбу закройте пробкой до метки и взвесьте на технических весах с точностью до 0,01 г. Определите массу колбы с воздухом (m_1 , г).
2. Взвешенную колбу заполните углекислым газом из аппарата Киппа в течение 2–3 минут. Наличие достаточного количества газа проверяйте с помощью горящей лучины, поднесенной к выходному отверстию колбы. Если лучина гаснет (колба заполнена), пропускайте углекислый газ ещё около минуты, медленно выньте газоотводную трубку и только тогда прекратите подачу газа.
3. Колбу с углекислым газом закройте пробкой до метки и снова взвесьте. Определите массу колбы с углекислым газом (m_2 , г).
4. Заполните колбу до метки водой и перелейте её в мерный цилиндр. Определите объём колбы (V , мл). Запишите эту величину в литрах.
5. С помощью объединённого газового закона приведите объём воздуха в колбе к нормальным условиям (V_0 , л)

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T},$$

где P – атмосферное давление, мм.рт.ст.; T – температура воздуха, К;
 $P_0 = 760$ мм.рт.ст.; $T_0 = 273$ К.

6. Приняв молярную массу воздуха $M_{\text{в}} = 29,0$ г/моль, вычислите массу воздуха в объёме V_0 (m_3 , г) :

$$\frac{m_3}{M_{\text{в}}} = \frac{V_1}{V_m} \quad m_3 = \frac{29,0}{22,4} \cdot V_0 = 1,29 \cdot V_0$$

7. Определите массу пустой колбы (m_4 , г)

$$m_4 = m_1 - m_3$$

8. Рассчитайте массу углекислого газа в объёме колбы (m_5 , г)

$$m_5 = m_2 - m_4$$

9. Давление и температуру, при которых проводился опыт, определите по показаниям барометра и термометра, находящихся в лаборатории.
10. Экспериментальные и рассчитанные величины занесите в таблицу.

11. Рассчитайте молярную массу углекислого газа тремя способами с точностью до третьего знака после запятой и внесите полученные данные в таблицу:

1) по молярному объёму.

Из соотношения:

$$\frac{m_5}{M_{\text{эксп}}} = \frac{V_0}{22,4}$$

найдите молярную массу газа $M_{\text{эксп}}$, г/моль:

$$M_{\text{эксп}} = \frac{m_5 \cdot 22,4}{V_0}.$$

2) По относительной плотности.

Относительная плотность углекислого газа по воздуху $D_{\text{в}}$ равна отношению масс одинаковых объёмов углекислого газа и воздуха:

$$D_{\text{в}} = \frac{m_5}{m_3}.$$

Таблица

№ п/п	Параметры	Условные обозначения	Числовое значение
1	Температура опыта, К	T	
2	Атмосферное давление, мм.рт.ст.	P	
3	Масса колбы с воздухом, г	m_1	
4	Масса колбы с углекислым газом, г	m_2	
5	Масса воздуха в колбе, г	m_3	
6	Масса пустой колбы, г	m_4	
7	Масса углекислого газа в колбе, г	m_5	
8	Объём колбы, л	V	
9	Объём воздуха в колбе при н.у., л	V_0	
10	Экспериментальная молярная масса углекислого газа, г/моль 1. По молярному объёму 2. По относительной плотности 3. По уравнению Клапейрона-Менделеева	$M_{\text{эксп}}$	1. 2. 3.
11	Теоретическая молярная масса углекислого газа, г/моль	$M_{\text{теор}}$	
12	Относительная погрешность определения молярной массы углекислого газа, %	δ	1. 2. 3.

Из соотношения:

$$\frac{m_5}{M_{\text{эксп}}} = \frac{m_3}{M_{\text{г}}}$$

найдите молярную массу углекислого газа $M_{\text{эксп}}$, г/моль:

$$M_{\text{эксп}} = 29D_{\text{в}}$$

3) По уравнению Клапейрона-Менделеева.

Из уравнения

$$PV = \frac{m_5}{M_{\text{эксп}}} RT$$

где P – атмосферное давление, Па (давление 1 мм рт.ст. соответствует 33,3 Па); V – объём углекислого газа, л; m_5 – масса углекислого газа, г; $R = 8,314$ Дж/(моль·К) – молярная газовая постоянная

рассчитайте молярную массу газа $M_{\text{эксп}}$, г/моль:

$$M_{\text{эксп}} = \frac{m_5 \cdot R \cdot T}{PV} ,$$

12. Для каждого из способов оцените относительную погрешность определения молярной массы газа:

$$\delta = \frac{|M_{\text{теор}} - M_{\text{эксп}}|}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

где $M_{\text{теор}}$ – теоретическая молярная масса углекислого газа, г/моль;

$M_{\text{эксп}}$ – экспериментально найденная молярная масса, г/моль.

В выводах укажите, какими методами определяли молярную массу газа, перечислите факторы, влияющие на погрешность эксперимента.

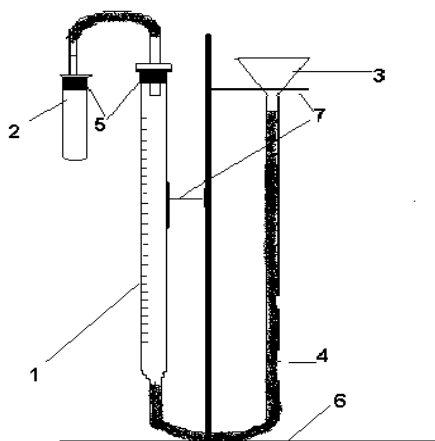
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

Определение молярной массы эквивалентов металла

Необходимые приборы и реактивы: прибор для определения молярной массы эквивалентов металла (рис.1), навеска неизвестного металла, раствор соляной кислоты.

Порядок выполнения работы

1. Проверьте прибор на герметичность (рис.1).
2. Налейте в пробирку через воронку разбавленную соляную кислоту, заполнив приблизительно 1/3 объёма, выньте воронку из пробирки так, чтобы она не коснулась её стенок.



1 – бюретка; 2 – пробирка; 3 – воронка; 4 – резиновая трубка; 5 – резиновая пробка; 6 – лабораторный стол; 7 – штатив.

Рис.1. Прибор для определения молярной массы эквивалентов металла газометрическим методом

Для этого плотно закройте пробки, воронку вместе с кольцом выньте из держателя и опустите вниз на 15–20 см. Если прибор герметичен, уровень воды в бюретке немного снизится и дальше останется без изменений. В случае негерметичности, найдите причину и устраните её.

3. Смочите водой край бумажной салфетки, в которую завернута навеска металла, и с помощью стеклянной палочки закрепите её на внутренней стенке пробирки немного выше уровня кислоты.

4. Осторожно, но плотно, закройте пробирку пробкой. Запишите уровень воды V_1 в бюретке.

5. Стряхните навеску металла в кислоту. Наблюдайте, как выделяющийся водород, насыщенный водяным паром, вытесняет воду из бюретки.

6. Дайте пробирке охладиться до комнатной температуры. Газовая смесь в бюретке находится под давлением атмосферы и столбика воды за счёт разных уровней воды в бюретке и воронке. Чтобы исключить последнее, осторожно опустите кольцо с воронкой так, чтобы вода в воронке и бюретке оказалась на одном уровне. Запишите уровень воды в бюретке V_2 .

7. Определите объём водорода по формуле: $V = V_2 - V_1$, мл. Запишите эту величину в литрах.

8. Парциальное давление водорода в бюретке рассчитайте по формуле:

$$P(\text{H}_2) = P - h,$$

где P – атмосферное давление, мм.рт.ст.; h – давление насыщенного водяного пара при комнатной температуре, мм.рт.ст.

Результаты измерений занесите в таблицу:

Таблица

Параметры	Условные обозначения	Числовое значение
Масса навески, г	m	
Объём собранной газовой смеси (водород и водяной пар) в условиях опыта, л	V	
Температура опыта, К	T	
Атмосферное давление (по барометру), мм.рт.ст.	P	
Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта, мм.рт.ст.	h	

Обработка результатов опыта

1. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условиям:

$$V_0 = \frac{V \cdot (P - h) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

где V – объём выделившегося водорода, л; T – температура опыта, К; $P_0 = 760$ мм.рт.ст.; $T_0 = 273$ К.

2. Рассчитайте экспериментальную молярную массу эквивалентов металла по формуле:

$$M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ЭКСП}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)},$$

где $V_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2) \cdot V_m$ – молярный объём эквивалентов водорода.

3. Определите молярную массу металла при условии его двухвалентности

$$M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ЭКСП}}(\text{Me}) = \frac{M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ЭКСП}}(\text{Me})}{f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})}, \text{ где } f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = \frac{1}{\text{валентность}}$$

Найдите в периодической таблице металл с близким значением молярной массы и рассчитайте теоретическую молярную массу эквивалентов этого металла $M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ТЕОР}}$.

4. Оцените относительную погрешность эксперимента по формуле:

$$\delta = \frac{|M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ТЕОР}} - M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ЭКСП}}|}{M_{\text{ЭКВ}}^{\text{ТЕОР}}} \cdot 100\%$$

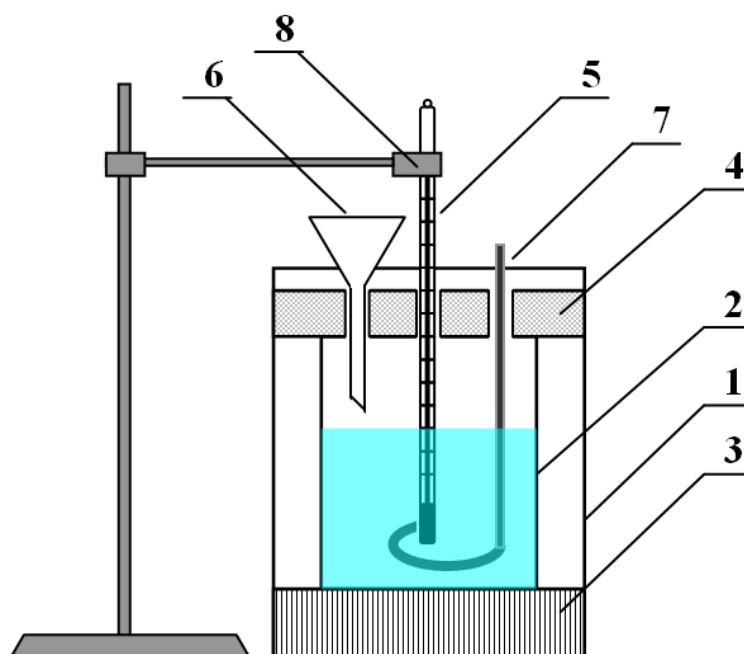
В выводах укажите, каким методом определяли молярную массу эквивалентов металла; сформулируйте закон, лежащий в основе метода; укажите факторы, влияющие на погрешность эксперимента.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

Определение теплоты химической реакции

Необходимые приборы и реактивы: лабораторная калориметрическая установка (рис.2), мерный цилиндр на 100 мл, лупа, навески солей $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (5,0 г), CuSO_4 (3,2 г), KNO_3 (5,0 г), 0,5М раствор HCl , 2М раствор NaOH , дистиллированная вода.

Лабораторная установка (рис. 2) является упрощённым калориметром, который состоит из двух стаканов: внешнего 1 ёмкостью 350–500 мл и внутреннего 2 – собственно калориметра ёмкостью 100–200 мл. Внутренний стакан 2 находится на подставке 3 и закрывается крышкой 4 с тремя отверстиями: для термометра 5 с делениями до десятых долей градуса, воронки 6 с широким тубусом и вертикальной мешалки 7. Термометр закрепляется специальным держателем 8.



1 – внешний стакан; 2 – внутренний стакан; 3 – теплоизолирующая подставка; 4 – крышка; 5 – термометр; 6 – воронка; 7 – вертикальная мешалка; 8 – держатель для термометра.

Рис. 2. Калориметрическая установка

Порядок выполнения работы

При **адиабатическом** проведении опыта теплота процесса расходуется на нагревание продуктов реакции. В соответствии с термодинамическим правилом знаков, теплота считается положительной, если подводится к системе (эндотермическая реакция), и отрицательной, если она отводится (экзотермическая реакция). Это

позволяет экспериментально определить теплоту в изобарных условиях по формулам:

$$Q_P = \Delta H = -n \cdot C_P \cdot \Delta t \quad \text{или} \quad Q_P = -m \cdot c_P \cdot \Delta t, \quad (1)$$

где ΔH – изменение энтальпии процесса, Дж,

C_P – молярная теплоёмкость, Дж/(моль·К),

n – количество вещества, моль,

m – масса раствора, г,

c_P – удельная теплоёмкость раствора, Дж/(г·К).

$\Delta t = (t_2 - t_1)$, К – изменение температуры в ходе химической реакции.

Опыт 1. Определение теплоты растворения нитрата калия в воде

Под **теплотой растворения** следует понимать изменение энтальпии при растворении 1 моль вещества в данном количестве растворителя.

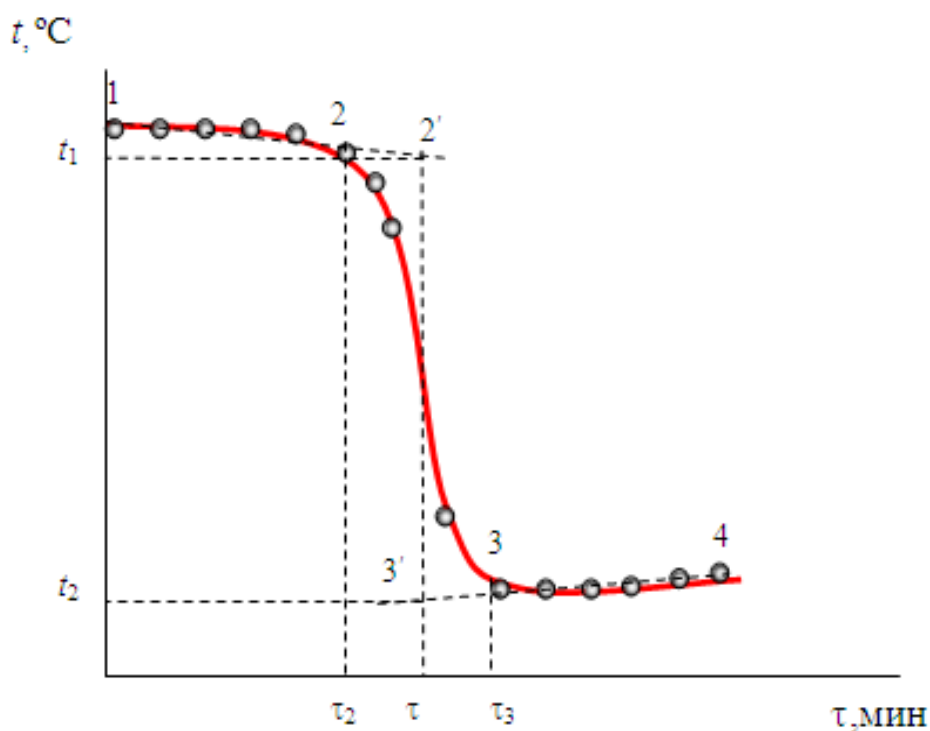
При растворении соли в воде происходят два основных процесса: первый – эндотермический, связанный с разрушением кристаллической решетки соли, второй – экзотермический, обусловленный взаимодействием частиц растворяющегося вещества с молекулами растворителя и образованием гидратированных ионов. В зависимости от того, какой из двух процессов преобладает, тепловой эффект растворения может быть как положительной, так и отрицательной величиной.

Во внутренний стакан 2 калориметра (рис.2) с помощью мерного цилиндра налейте 100 мл дистиллированной воды комнатной температуры. Соберите установку, как показано на рисунке. Термометр перед опытом опустите в калориметр последним и закрепите держателем 8, после опыта – извлеките из прибора в первую очередь. Перемешивайте жидкость вручную, равномерно поднимая и опуская мешалку 7. Одновременно в течение нескольких минут измеряйте температуру воды. Показания термометра фиксируйте через каждую минуту до сотых долей градуса, отмеряемых на глаз с помощью лупы. Если в течение 5 минут температура изменяется незначительно (*начальный период* опыта), быстро высыпьте через воронку 6 в стакан 2 навеску нитрата калия массой 5,00 г. Не прекращайте перемешивания для ускорения процесса растворения соли. С момента высыпания соли начинается *основной период* опыта. За счёт растворения происходит резкое изменение температуры, поэтому фиксируйте показания термометра с точностью до десятых долей градуса через каждые 15–20 секунд. **Пропуск отсчёта не допускается.** По окончании растворения соли изменение температуры снова замедляется, что является началом *заключительного периода*. В этом периоде на протяжении 5 минут температурный отсчёт проводите каждую минуту, как и на начальном этапе.

Результаты эксперимента изобразите в графическом виде на миллиметровой бумаге. По оси абсцисс нанесите время в минутах (1 см отвечает 1 минуте), по оси ординат – температуру.

На рис.3 приведен пример такой зависимости для эндотермического процесса растворения соли.

Линия 1-2 графика отображает температурный ход в начальном периоде опыта, 2-3 – в основном и 3-4 – в заключительном. Наличие температурных изменений на начальном и заключительном этапах свидетельствует о теплообмене калориметра с окружающей средой, т.е. о некотором отклонении от адиабатических условий проведения опыта.



[1-2] – начальный период опыта; [2-3] – основной период опыта; [3-4] – заключительный период опыта; [2'-3'] – соответствует Δt .

Рис.3. Пример графического определения Δt для процесса растворения соли в калориметре

При расчётах такое отклонение учитывают следующим образом. Прямая 1-2 экстраполируется вправо (2-2'), а прямая 3-4 – влево (3-3'). Интервал времени от τ_2 (τ_2) до τ_3 (τ_3) делится пополам (τ) и через середину основного периода от точки τ проводится перпендикуляр до оси абсцисс в точку пересечения с экстраполированными линиями 2-2' и 3-3'. Величина отрезка [2'-3'] соответствует изменению температуры калориметра Δt с поправкой на теплообмен.

Теплота процесса расходуется на нагревание растворителя и соли в соответствии с (1). Рассчитайте энтальпию растворения 1 моль KNO_3 в воде (кДж/моль):

$$\Delta H_{\text{эксп}}^{\circ} = - \frac{(m_1 c_{p1} + m_2 c_{p2}) \cdot \Delta t \cdot M}{1000 \cdot m_2} \quad (2)$$

где $m_1 = 100$ г – масса растворителя;

m_2 – масса соли, г;

$c_{p1} = 4,18$ Дж/(г·К) – удельная теплоёмкость растворителя (воды);

$c_{p2} = 0,953$ Дж/(г·К) – удельная теплоёмкость нитрата калия;

$\Delta t = (t_2 - t_1)$, К – интервал изменения температуры, определенный графически;

M – молярная масса нитрата калия, г/моль.

Эндо- или экзотермическим является процесс растворения нитрата калия? Объясните вывод с точки зрения двух основных конкурирующих тепловых процессов, сопровождающих растворение соли. Сравните полученный результат с теоретическим значением стандартной энтальпии растворения KNO_3 ($\Delta H_{298}^{\circ} = +35,4$ кДж/моль). Определите погрешность эксперимента:

$$\delta = \frac{|\Delta H_{298}^{\circ} - \Delta H|}{\Delta H_{298}^{\circ}} \cdot 100\%$$

Опыт 2. Определение энтальпии гидратации соли

Определение энтальпии растворения безводной и гидратированной соли дает возможность рассчитать по закону Гесса **тепловой эффект гидратации соли** – изменение энтальпии при образовании 1 моль твёрдого кристаллогидрата из 1 моль безводного вещества и соответствующего количества воды.

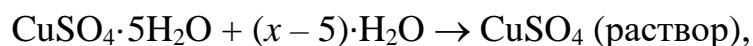
Порядок выполнения работы

1. Определение энтальпии растворения медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в воде

В стакан 2 лабораторного устройства (рис.2) налейте 100 мл дистиллированной воды. Внимательно следите за температурой жидкости, придерживаясь инструкций к предыдущему опыту. После установления постоянной температуры высыпьте через воронку 6 навеску $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 5,0 г. Перемешивания не прекращайте. Одновременно проводите измерения температуры каждые 15–20 секунд с точностью до десятых долей градуса. По окончании процесса растворения (*основной период*) убедитесь, что температурные изменения снова стали незначительными (*заключительный период*). Проведите графическое определение изменения температуры калориметра с поправкой на теплообмен (рис.3).

Энтальпию ΔH_1° растворения кристаллогидрата в воде определите по уравнению (2). К какому типу процессов с термохимической точки зрения принадлежит растворение медного купороса в воде? Запишите

термохимическое уравнение с указанием теплового эффекта, используя молекулярное уравнение процесса:



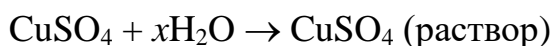
где x – общее число моль молекул воды, связанных с гидратами в растворе.

2. Определение энтальпии растворения безводного сульфата меди CuSO_4 в воде

Безводный сульфат меди является веществом белого цвета. При растворении в воде раствор приобретает голубую окраску за счёт образования на первом этапе кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

В условиях предыдущего опыта к 100 мл дистиллированной воды в стакан 2 (рис.2) добавьте навеску CuSO_4 массой 3,2 г. Фиксируйте изменения температуры каждые 15–20 секунд с точностью до десятых долей градуса. **Пропуски измерений недопустимы.** Определите Δt по графику (рис. 3).

Энтальпию $\Delta H_{\text{II}}^{\circ}$ растворения безводного сульфата меди в воде вычислите по уравнению (2), учитывая, что для сульфата меди $c_{p2} = 0,618 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$. В соответствии с молекулярным уравнением:



запишите термохимическое уравнение с использованием теплового эффекта. Поглощается или выделяется при этом теплота?

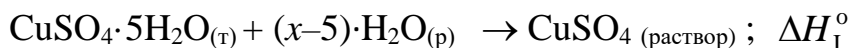
3. Определение энтальпии гидратации сульфата меди

Растворение безводного сульфата меди можно представить в виде двух последовательно протекающих процессов:

- гидратация безводной соли

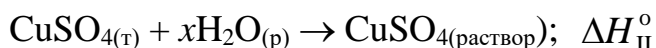


- растворение кристаллогидрата в воде



или в виде одного суммарного процесса

– растворение безводной соли



Согласно закону Гесса и следствий из него:

$$\Delta H_{\text{III}}^{\circ} + \Delta H_{\text{I}}^{\circ} = \Delta H_{\text{II}}^{\circ}$$

откуда энтальпия гидратации $\Delta H_{\text{III}}^{\circ}$ сульфата меди равна:

$$\Delta H_{\text{III}}^{\circ} = \Delta H_{\text{II}}^{\circ} - \Delta H_{\text{I}}^{\circ} \quad (3)$$

Рассчитайте $\Delta H_{\text{III}}^{\circ}$ по уравнению (3). Эндо- или экзотермическим является процесс гидратации CuSO_4 ? Сравните результат с теоретическим значением стандартной энтальпии гидратации сульфата меди ($\Delta H_{298}^{\circ} = -77,7$ кДж/моль). Определите погрешность эксперимента.

Опыт 3. Определение энтальпии реакции нейтрализации

Согласно теории электролитической диссоциации, реакции между разбавленными растворами сильной кислоты и сильного основания сводятся к одному и тому же ионно-молекулярному процессу – образованию молекул воды из гидроген-ионов H^+ и ионов гидроксида OH^- :



Экспериментально это подтверждается одинаковым тепловым эффектом таких реакций, что и будет определено в данном опыте.

Исследования проводятся в калориметрической установке, описанной выше (рис.2). В стакан 2 налейте с помощью мерного цилиндра 80 мл 0,5М раствора соляной кислоты комнатной температуры. Убедитесь, что температура раствора практически не изменяется (*начальный период*).

После окончания *начального периода* через воронку 6 добавьте к раствору кислоты 20 мл 2М раствора гидроксида натрия. Жидкость в калориметре непрерывно перемешивайте. Через каждые 15–20 секунд с точностью до десятых долей градуса фиксируйте значения температуры. Завершение реакции на *заключительном этапе* подтверждается незначительными температурными изменениями.

Рассчитайте энтальпию $\Delta H_{\text{эксп}}^{\circ}$ реакции нейтрализации относительно 1 моля любого из исходных веществ в кДж/моль согласно (4)

$$\Delta H_{\text{эксп}}^{\circ} = - \frac{m c_p \Delta t}{1000 \cdot V C_M} \quad (4)$$

где $c_p = 4,18$ Дж/(г·К) – удельная теплоёмкость раствора;

V – объём раствора HCl или NaOH , л;

C_M – молярная концентрация раствора HCl или NaOH , моль/л;

m – масса раствора, г,

Δt – изменение температуры калориметра с поправкой на теплообмен.

Масса раствора HCl или NaOH вычисляется по известному объёму V раствора реагентов и его плотности ρ :

$$m = V_{\text{HCl}} \cdot \rho_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}} \cdot \rho_{\text{NaOH}}$$

Считая зависимость плотности растворов от их концентрации линейной, определите ρ_{HCl} и ρ_{NaOH} по таблице.

Таблица

Плотность растворов соляной кислоты и гидроксида натрия в зависимости от молярной концентрации раствора при $t = 20^\circ\text{C}$

$C_M(\text{HCl})$, моль/л	ρ_{HCl} , г/мл	$C_M(\text{NaOH})$, моль/л	ρ_{NaOH} , г/мл
0,2751	1,0032	1,883	1,0758
0,5529	1,0082	2,174	1,0869
0,8338	1,0132	2,470	1,0979
1,117	1,0181	2,773	1,1089

Запишите термохимическое уравнение реакции нейтрализации с использованием теплового эффекта. Сравните результат с теоретическим значением энтальпии процесса ($\Delta H_{298}^0 = -55,8$ кДж/моль). Рассчитайте погрешность эксперимента.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

Комплексные соединения

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы CuSO_4 , NH_4OH , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, KI , BaCl_2 , $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, KCNS .

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Образование комплексных соединений

1. Подберите реактивы, необходимые для образования катионного $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и анионного $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ комплексов.
2. Получите эти соли, отметьте цвет осадков на первой стадии и цвет растворов на второй стадии реакции.
3. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

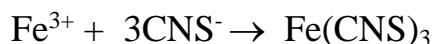
В выводах укажите, какие условия необходимы для образования комплексных соединений.

Опыт 2. Реакции с участием комплексных соединений

Раствор какого вещества нужно прибавить к раствору комплексной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ для получения осадка BaSO_4 ? Проведите этот опыт. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3. Отличие двойных солей от комплексных

Реагентом для обнаружения иона Fe^{3+} является роданид-ион CNS^- . При взаимодействии этих ионов образуется малорастворимое соединение $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ красного цвета



1. В одну пробирку поместите 1 мл раствора $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, в другую – 1 мл раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$.
2. В каждую пробирку добавьте 1-2 капли раствора KCNS . В какой пробирке изменилась окраска раствора? Почему?
3. Напишите уравнения реакций диссоциации каждой соли.

В выводах укажите, какая из них является двойной солью, чем двойные соли отличаются от комплексных.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Опишите состав комплексного соединения: $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]\text{Cl}_3$. Назовите комплексообразователь, лиганды, укажите координационное число комплексообразователя, покажите внутреннюю и внешнюю сферы комплексного соединения, определите заряд комплексного иона и комплексообразователя. К какому типу комплексных соединений (катионное, анионное, нейтральное) относится данное соединение?

2. Опишите состав комплексного соединения: $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Назовите комплексообразователь, лиганды, укажите координационное число комплексообразователя, покажите внутреннюю и внешнюю сферы комплексного соединения, определите заряд комплексного иона и комплексообразователя. К какому типу комплексных соединений (катионное, анионное, нейтральное) относится данное соединение?

3. Назовите следующие комплексные соединения: $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$.

4. Назовите следующие комплексные соединения: $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]\text{Cl}_3$.

5. Назовите следующие комплексные соединения: $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]\text{Cl}_3$; $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{SO}_4$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

Скорость химических реакций

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, бюретки, химические воронки, секундомер, водяная баня, лабораторная ступка с пестиком, растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , дистиллированная вода.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ.

Определение порядка реакции

Экспериментально изучается зависимость скорости реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в растворе:



Белый осадок образующейся мелкодисперсной серы становится заметным для глаза наблюдателя после накопления определенной её концентрации Δc . Если наблюдатель одинаково фиксирует время Δt от начала реакции, т.е. момента сливания растворов, до первых признаков «помутнения», эту концентрацию можно считать приблизительно постоянной от опыта к опыту. Поэтому среднюю начальную скорость реакции можно считать равной величине, обратно пропорциональной времени Δt :

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\text{const}}{\Delta t},$$

где const при расчетах удобно принять равной 100. Произвольный выбор этой константы не скажется на наклоне прямолинейного графика в логарифмической системе координат.

Порядок выполнения работы

1. В одну пробирку налейте 7,5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую – 2,5 мл раствора H_2SO_4 .
2. Быстро вылейте кислоту в пробирку с раствором тиосульфата натрия, осторожно встряхните её для более полного перемешивания растворов и одновременно начните отсчёт времени по секундомеру.
3. Запишите время Δt протекания реакции.
4. Проведите ещё два аналогичных опыта, изменяя концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (см. таблицу 1). При этом следует стараться каждый раз отсчет времени продолжать до одинаковой степени помутнения раствора.

В каждом опыте берется постоянное количество второго реагента – серной кислоты. Суммарный объём реакционной смеси во всех опытах одинаков, поэтому при вычислениях вместо концентрации c тиосульфата натрия можно брать пропорциональную ей величину объёма раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в миллилитрах.

5. Занесите данные в таблицу 1.

Таблица 1

№	Объём растворов веществ, мл			Время $\Delta\tau$, с	Скорость $v = \frac{100}{\Delta\tau}$, с ⁻¹	$\lg v$	"с"	$\lg "с"$
	1 пробирка		2 пробирка					
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄					
1	7,5	–	2,5				7,5	
2	5	2,5	2,5				5	
3	2,5	5	2,5				2,5	

Обработка результатов опыта

Рассчитайте и внесите в таблицу величины v , $\lg v$ и $\lg c$.

а) Установление характера зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Постройте график зависимости скорости реакции v от концентрации $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, отложив значения скорости по оси ординат, а значения концентраций – по оси абсцисс. Сделайте вывод о характере зависимости скорости этой реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

б) Определение порядка реакции по тиосульфату натрия.

Кинетическое уравнение реакции можно записать в виде:

$$v = k \cdot c^a(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot c^b(\text{H}_2\text{SO}_4),$$

где a и b – порядки реакции по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Поскольку в данной серии опытов концентрация серной кислоты берется одинаковой, это уравнение можно переписать в виде:

$$v = k' \cdot c^a(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3), \text{ где } k' = k \cdot c^b(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

Линеаризованная форма данной степенной зависимости получается логарифмированием обеих частей уравнения:

$$\lg v = \lg k' + a \lg c.$$

Эта зависимость в координатах $\lg v - \lg c$ изображается прямой линией с тангенсом угла наклона, численно равным порядку a реакции по веществу $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Постройте график зависимости логарифма скорости реакции $\lg v$, отложив его по оси ординат, от логарифма концентрации $\lg c$ тиосульфата натрия, отложив его по оси абсцисс. Из наклона графика рассчитайте порядок реакции по тиосульфату натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Экспериментальное определение энергии активации

1. Налейте в одну пробирку 5 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – 5 мл раствора серной кислоты H_2SO_4 .

2. Отметьте температуру воздуха в лаборатории.

3. Слейте вместе растворы (кислоту выливайте в тиосульфат), для более полного перемешивания встряхните полученный раствор и одновременно начните отсчёт времени по секундомеру.

4. Запишите время Δt протекания реакции.

5. Вторую пару пробирок с таким же количеством растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 поместите в водяную баню и нагрейте их до температуры приблизительно на 10° выше комнатной. Температуру измеряйте термометром, погруженным в одну из пробирок.

6. Слейте содержимое пробирок и определите промежуток времени от момента сливания растворов до первых признаков помутнения.

7. Повторите опыт с третьей парой пробирок, нагрев их до температуры приблизительно на 20° выше комнатной.

8. Результаты опытов запишите в таблицу 2.

Таблица 2

№	$t, ^\circ\text{C}$	T, K	$\frac{10^3}{T}, \text{K}^{-1}$	$\Delta\tau, \text{c}$	$v = \frac{100}{\Delta\tau}, \text{c}^{-1}$	$\lg v$
1						
2						
3						

Обработка результатов опыта

Линеаризованная форма уравнения Аррениуса имеет вид:

$$\lg k = \lg k_0 - \frac{E_A}{2,303 R} \cdot \frac{1}{T}, \text{ откуда: } \operatorname{tg}\alpha = -\frac{E_A}{2,303R}$$

1. Рассчитайте и занесите в таблицу значения T , $\frac{10^3}{T}$, v и $\lg v$.
2. Постройте график зависимости скорости реакции v от температуры T .
3. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.
4. Постройте график температурной зависимости скорости реакции в аррениусовских координатах, отложив по оси ординат $\lg v$, а по оси абсцисс $\frac{10^3}{T}$. Определите тангенс угла наклона $\operatorname{tg}\alpha$ прямолинейного графика.
4. Рассчитайте энергию активации E_A по формуле:

$$E_A = -2,303 \cdot R \cdot \operatorname{tg}\alpha, \text{ кДж/моль.}$$

Опыт 3. Влияние площади поверхности раздела реагентов на скорость реакции в гетерогенной системе

1. Возьмите два небольших и, по возможности, одинаковых кусочка мела.
2. Один кусочек мела поместите в первую пробирку.
3. Второй кусочек измельчите в фарфоровой ступке до порошкообразного состояния, полученный порошок пересыпьте во вторую пробирку.

4. В обе пробирки одновременно добавьте одинаковое количество соляной кислоты, достаточное для того, чтобы полностью покрыть мел в пробирках.

5. Визуально оцените активность протекания процесса растворения мела в каждом случае.

6. Запишите уравнение реакции.

В выводах отметьте, почему скорость растворения мела в двух случаях различна.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции. Изучение каталитического восстановления железа(III)

1. В первую пробирку внесите 1 каплю раствора роданида калия KCNS и 5 капель раствора хлорида железа(III) FeCl₃. Что наблюдается?

2. Во вторую пробирку так же внесите 1 каплю раствора роданида калия KCNS и 5 капель раствора хлорида железа(III) FeCl₃.

3. В первую пробирку добавьте 1 каплю раствора сульфата меди, после чего в обе пробирки влейте по 1 мл приготовленного заранее раствора тиосульфата натрия Na₂S₂O₃.

4. Оцените время обесцвечивания растворов вследствие восстановления ионов Fe⁺³ до Fe⁺²:



5. Напишите уравнения протекающих реакций, подберите коэффициенты.

В выводах укажите, в какой из пробирок скорость обесцвечивания раствора выше. Чем это объясняется? Что является катализатором в данном опыте?

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Сформулируйте закон действующих масс. Назовите все величины, входящие в кинетическое уравнение.

2. Концентрации (или парциальные давления) каких веществ включаются в кинетическое уравнение?

3. Какой физический смысл имеет константа скорости химической реакции? От чего зависит величина константы скорости?

4. От чего зависит величина скорости химической реакции?

5. Что такое порядок реакции по данному веществу? Какой физический смысл имеет данная величина?

6. Что такое общий порядок реакции? Какой физический смысл имеет данная величина?

7. Что такое катализаторы? Каково их влияние на скорость реакции?

8. Что такое ингибиторы? Каково их влияние на скорость реакции?

9. Запишите математические уравнения зависимости скорости реакции от температуры. Назовите все величины, входящие в них.

10. Что такое энергия активации? От чего зависит эта величина?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

Смещение химического равновесия

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, зажим для пробирок, водяная баня, растворы FeCl_3 , KCNS , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , KOH , растворы йода и крахмала, кристаллический KCl , индикатор фенолфталеин.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

В этом опыте изучается обратимая реакция между растворами хлорида железа(III) FeCl_3 и роданида калия KCNS . Раствор приобретает красную окраску вследствие образования роданида железа(III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. По изменению интенсивности окрашивания раствора можно сделать вывод об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, а, значит, и о смещении равновесия обратимого процесса.

1. В пробирку внесите по две-три капли растворов FeCl_3 и KCNS . Отметьте происходящие изменения.

2. Доведите объём полученного раствора приблизительно до 2/3 пробирки. Лёгким взбалтыванием перемешайте раствор до однородного окрашивания и разделите его на четыре пробирки.

3. В первую пробирку по каплям добавьте раствор FeCl_3 , во вторую – раствор KCNS , в третью – несколько микрошпателей кристаллического KCl до появления видимых изменений. Изменение интенсивности окрашивания растворов легко заметить сравнением с окраской раствора в четвёртой пробирке.

4. Результаты наблюдений занесите в таблицу.

5. Запишите уравнение реакции между FeCl_3 и KCNS , составьте выражение константы равновесия этой реакции.

Таблица

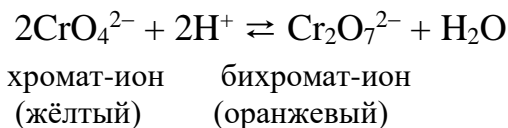
№	Добавляемый реагент	Изменение интенсивности окрашивания раствора	Направление смещения равновесия
1	FeCl_3		
2	KCNS		
3	KCl		

В выводах отметьте, в каком направлении смещается равновесие при увеличении концентраций исходных веществ? Продуктов? Дайте объяснение этому явлению с точки зрения принципа Ле Шателье.

Влияет ли изменение давления на смещение равновесия в исследуемой системе?

Опыт 2. Влияние среды на смещение химического равновесия

В растворах, содержащих шестивалентный хром, устанавливается равновесие



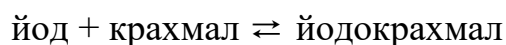
Изменение концентрации ионов водорода H^+ смещает это равновесие.

1. В пробирку поместите 5-6 капель раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. К этому раствору по каплям добавляйте концентрированный раствор щёлочи и наблюдайте изменение окраски.
3. Когда раствор станет жёлтым, добавьте по каплям концентрированную серную кислоту и наблюдайте появление оранжевой окраски.
4. Опыт можно повторять несколько раз.

Сделайте **вывод** о влиянии кислотности среды на устойчивость хромат- и бихромат-ионов.

Опыт 3. Влияние температуры на химическое равновесие

При взаимодействии йода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (йодокрахмал)



1. В пробирку налейте 3–4 мл раствора крахмала и добавьте 2-3 капли раствора йода (до появления синей окраски).
2. Нагрейте пробирку, поместив ее в водяную баню, и наблюдайте изменение окрашивания раствора.
3. Охладите пробирку водой, отметьте происходящие изменения.
4. Сделайте вывод о тепловом эффекте ΔH реакции образования йодокрахмала. Экзо- или эндотермическим является этот процесс?

Дайте объяснение этому явлению с точки зрения принципа Ле Шателье.

К защите лабораторной работы

1. Что такое химическое равновесие? Как осуществить смещение химического равновесия?
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
3. В каком направлении смещается равновесие при увеличении концентрации исходных веществ?
4. В каком направлении смещается равновесие при увеличении концентрации продуктов?
5. В каком направлении смещается равновесие при уменьшении давления в системе?
6. В каком направлении смещается равновесие при увеличении давления в системе?

7. В каком направлении смещается равновесие экзотермической реакции при увеличении температуры?
8. В каком направлении смещается равновесие эндотермической реакции при уменьшении температуры?
9. Как записать выражение константы равновесия обратимой химической реакции и каков ее физический смысл? Концентрации (или парциальные давления) каких веществ включаются в выражение константы равновесия?
10. В каком направлении смещается равновесие в системе при увеличении или уменьшении давления в системе?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

Свойства растворов электролитов

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NiCl_2 , Na_2CO_3 , H_2SO_4 , NaOH , NH_4OH , CH_3COOH , PbI_2 , KJ ; индикаторы – фенолфталеин и метиловый оранжевый, кристаллические соли NH_4Cl , CH_3COONa .

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Реакции обмена между электролитами в растворах

1. Какие вещества можно взять для получения осадка сульфата бария? Выполните соответствующие опыты (предложите не менее трех реакций). Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

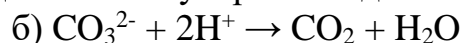
2. В чистую пробирку поместите несколько микрошпателей кристаллов хлорида аммония NH_4Cl и добавьте концентрированный раствор щёлочи. По запаху определите, какой газ выделяется.

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Согласно приведенным сокращенным ионно-молекулярным уравнениям подберите реактивы и проведите соответствующие реакции. Там, где это необходимо, для подтверждения протекания реакции используйте индикатор:



В первую пробирку внесите электролит, содержащий катионы Cu^{2+} , и добавьте раствор электролита, содержащий анионы OH^- . Что наблюдается? Опишите форму и цвет осадка. Составьте уравнение реакции в молекулярном виде.



Во вторую пробирку внесите электролит, содержащий анионы CO_3^{2-} и добавьте раствор электролита, содержащий катионы H^+ . Что

наблюдается? Какой газ образовался? Составьте уравнение реакции в молекулярном виде.



В третью пробирку внесите электролит, содержащий анионы OH^- и добавьте несколько капель выбранного индикатора. Объясните происходящие изменения. Напишите уравнение диссоциации электролита, подтверждающее наличие в растворе этих ионов. В эту же пробирку добавьте раствор электролита, содержащий катионы H^+ . Что наблюдается? Почему изменился цвет раствора? Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

В выводах укажите, в каком направлении протекают реакции ионного обмена в растворах.

Опыт 2. Смещение ионных равновесий

а) Смещение равновесия в растворе гидроксида аммония

4. В пробирку налейте раствор гидроксида аммония, добавьте 2-3 капли фенолфталеина. Как изменяется окраска раствора? Почему?

5. К полученному раствору добавьте 3-4 микрошпателя кристаллического хлорида аммония. Как изменяется интенсивность окрашивания? Почему?

6. Запишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.

В выводах укажите, в каком направлении смещается равновесие процесса диссоциации слабого электролита при добавлении к его раствору сильного электролита с одноимёнными ионами? Как изменяется при этом степень диссоциации слабого электролита? Дайте объяснение наблюдаемому явлению с точки зрения принципа Ле Шателье.

б) Смещение равновесия в растворе ацетатной (уксусной) кислоты

1. Добавлением какой соли можно уменьшить степень диссоциации ацетатной (уксусной) кислоты CH_3COOH ? Найдите её среди реактивов.

2. В раствор CH_3COOH добавьте 2-3 капли метилового оранжевого. Как изменяется окраска индикатора? Какая среда в растворе?

3. К полученному раствору добавьте кристаллы выбранной соли. Как изменяется окраска раствора? Почему? В каком направлении смещается равновесие процесса диссоциации CH_3COOH ? Дайте объяснение этому явлению с точки зрения принципа Ле Шателье.

4. На поставленные вопросы отвечайте, предварительно составив реакции диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия.

Сделайте **вывод** о влиянии одноимённых ионов на степень диссоциации слабых электролитов.

Опыт 3. Влияние одноименных ионов на смещение гетерогенного равновесия процесса диссоциации малорастворимого электролита

К насыщенному раствору PbI_2 добавьте 2-3 капли раствора йодида калия KJ . Что наблюдается? Какое вещество выпадает в осадок? На этот вопрос отвечайте, предварительно написав уравнение диссоциации PbI_2 и KJ . В каком направлении смещается равновесие диссоциации PbI_2 после добавления KJ ? Дайте объяснение этому явлению с точки зрения принципа Ле Шателье.

В выводах укажите, как влияет на растворимость малорастворимого вещества внесение в его насыщенный раствор одноимённых ионов.

К защите лабораторной работы

1. В чем смысл гидратной (сольватной) теории Д. И. Менделеева?
2. Какой процесс называют электролитической диссоциацией?
3. Чем отличаются ионы в расплаве от ионов в растворе?
4. Что такое степень диссоциации?
5. Что такое изотонический коэффициент?
6. Какие электролиты называются сильными? Приведите примеры таких веществ.
7. Какие электролиты называются слабыми? Приведите примеры таких веществ.
8. Как записать выражение константы диссоциации слабого электролита? Сравните силу двух электролитов, если для одного $K = 5 \cdot 10^{-2}$, а для другого $K = 2 \cdot 10^{-12}$.
9. В виде каких частиц (молекул, ионов, молекул и ионов) находятся в растворе неэлектролиты?
10. Как записать уравнение реакции в ионно-молекулярном виде? Какие вещества записывают в виде ионов? В виде молекул?

ЛАБОРАТОРНАЯ РОБОТА №9

Гидролиз солей

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, дистиллированная вода, растворы $Ba(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CuSO_4$, HCl , $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , $NaCl$, KCl , $SbCl_3$, $NaOH$; индикаторы – фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Исследование реакции среды растворов солей

Из имеющихся в лаборатории растворов выберите растворы солей, образованных:

- а) сильной кислотой и слабым основанием;

- б) слабой кислотой и сильным основанием;
- в) сильной кислотой и сильным основанием.

1. В отдельные пробирки налейте по 1 мл выбранных растворов.
2. Для определения реакции среды в каждую из пробирок добавьте по 2-3 капли выбранного индикатора. Чем обусловлена разная окраска индикаторов в растворах выбранных солей?
3. Составьте уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде, ограничившись первой стадией.

В выводах укажите, какими процессами обусловлен характер среды в растворах исследуемых солей. В растворе какой соли гидролиз не протекает? Почему?

Опыт 2. Полный гидролиз

1. По таблице растворимости выберите растворы двух солей, при сливании которых образуется соль, подвергающаяся полному гидролизу.
2. В пробирку внесите по 5 капель выбранных растворов. Что наблюдается? Какое вещество выпадает в осадок?
3. Составьте уравнения реакций между растворами солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде с учётом полного гидролиза образующейся соли.

В выводах укажите, какие соли подвергаются полному гидролизу.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Что такое гидролиз? В растворе каких солей он не протекает?
2. Каков характер среды в растворе соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой? Приведите пример такой соли.
3. Каков характер среды в растворе соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой? Приведите пример такой соли.
4. Каков характер среды в растворе соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой? Приведите пример такой соли.
5. Каким индикатором можно определить характер среды в растворе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой? Приведите пример такой соли.
6. Каким индикатором можно определить характер среды в растворе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой? Приведите пример такой соли.
7. Каким индикатором можно определить характер среды в растворе соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой? Приведите пример такой соли.
8. Что такое степень гидролиза? Как влияет на величину степени гидролиза повышение температуры?

9. Как вычислить константу гидролиза для соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой?

10. Как вычислить константу гидролиза для соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

Окислительно-восстановительные реакции

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, водные растворы $K_2Cr_2O_7$, H_2SO_4 , KI , KBr , $NaNO_2$, $KMnO_4$, кристаллический Na_2SO_3 .

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства дихромата калия

1. В пробирку с 5-7 каплями $K_2Cr_2O_7$ внесите несколько капель H_2SO_4 и добавьте микрошпатель Na_2SO_3 . По каким признакам можно убедиться в протекании реакции?

2. Укажите окислитель и восстановитель, составьте схему реакции и подберите стехиометрические коэффициенты.

В выводах укажите, какими окислительно-восстановительными свойствами обладает бихромат калия.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства нитритов

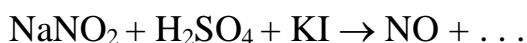
1. В первую пробирку добавьте 3–5 капель раствора $NaNO_2$ и 1–2 капли раствора H_2SO_4 .

2. Во вторую пробирку также внесите 3–5 капель раствора $NaNO_2$ и 1–2 капли раствора H_2SO_4 .

3. В первую пробирку добавьте 2–3 капли раствора KI , во вторую – $KMnO_4$.

4. Убедитесь, что обе реакции протекают, запишите свои наблюдения.

5. Составьте уравнения соответствующих реакций:

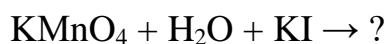


6. Укажите окислитель и восстановитель.

В выводах укажите, почему $NaNO_2$ может выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя.

Опыт 3. Влияние среды на протекание ОВР

1. На основании величин ОВ-потенциалов определите, какой из восстановителей – KBr или KI не может быть окислен $KMnO_4$ в нейтральной среде. Протекает ли данная реакция в кислой среде?



2. В первую и во вторую пробирки налейте 3–5 капель водного раствора KMnO_4 .

3. В первую пробирку добавьте 2-3 капли KI , во вторую – 2-3 капли KBr . Наблюдайте протекание реакции в одной из пробирок.

4. Добавьте в пробирку, где реакция не протекает, 4–5 капель раствора H_2SO_4 для создания кислой среды. Что происходит?

5. Убедитесь, что в кислой среде KI восстанавливает KMnO_4 . Опишите происходящие изменения.

6. Составьте уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.

В выводах укажите, в какой степени окисления элементы могут быть только окислителями? Только восстановителями? И окислителями, и восстановителями? Приведите примеры соответствующих веществ, использованных в работе.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Что происходит со степенями окисления участников реакции?

2. Какие процессы называют окислением? Приведите пример такой полуреакции.

3. Какие процессы называют восстановлением? Приведите пример такой полуреакции.

4. Как изменяется степень окисления окислителя? Элементы в какой степени окисления (высшей, низшей или промежуточной) могут выполнять функции окислителя в ОВР? Приведите примеры.

5. Как изменяется степень окисления восстановителя? Элементы в какой степени окисления (высшей, низшей или промежуточной) могут выполнять функции восстановителя в ОВР? Приведите примеры.

6. Элементы в какой степени окисления (высшей, низшей или промежуточной) могут выполнять функции и окислителя, и восстановителя в ОВР? Приведите примеры.

7. Исходя из значений степеней окисления хрома в соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, определите, какие из приведенных веществ в ходе ОВР могут проявлять только окислительные свойства?

8. Исходя из значений степеней окисления марганца в соединениях: KMnO_4 , K_2MnO_4 , MnO_2 , определите, какие из приведенных

веществ в ходе ОВР могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства?

9. Исходя из значений степеней окисления серы в соединениях: H_2SO_4 , Na_2SO_3 , H_2S , определите, какие из приведенных веществ в ходе ОВР могут проявлять только восстановительные свойства?

10. Сформулируйте термодинамическое условие самопроизвольного протекания ОВР.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

Химические свойства металлов

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня, зажим для пробирок, растворы H_2SO_4 , HNO_3 (разбавленные и концентрированные), KOH (концентрированный), ZnSO_4 , CuSO_4 , железная проволока, стружка Cu , Zn , гранулы или порошок Al .

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Вытеснение металлов из растворов их солей

1. В первую пробирку налейте 1 мл раствора CuSO_4 , во вторую пробирку – 1 мл раствора ZnSO_4 .

2. Погрузите в растворы железную проволочку. Объясните, почему в одном случае наблюдаются изменения, а в другом – нет.

3. Запишите уравнение протекающей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Действие серной кислоты на металлы

1. В первую пробирку поместите кусочек меди, во вторую – кусочек цинка. В каждую пробирку долейте по 1 мл разбавленной серной кислоты. Нагрейте пробирки, поместив их в водяную баню. Что наблюдается?

2. Составьте схему протекающей реакции. Укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты.

3. Повторите опыт с концентрированной серной кислотой.

Опыт 3. Действие азотной кислоты на металлы

Внимание! Опыты с азотной кислотой проводите только в вытяжном шкафу.

1. В первую пробирку поместите кусочек меди, во вторую – кусочек цинка. В каждую пробирку долейте по 1 мл разбавленной азотной кислоты. Что наблюдается?

2. Повторите опыт, используя концентрированную азотную кислоту. Возможные продукты восстановления азотной кислоты определите по цвету:

- NO_2 – газ бурого цвета;
- NO – бесцветный газ со специфическим запахом, при выходе из пробирки успевает окислиться кислородом воздуха до NO_2 и приобретает бурую окраску;
- N_2 – бесцветный газ без запаха.

3. Отметьте интенсивность протекания процессов в каждом случае. Составьте уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Почему в этих реакциях не выделяется водород?

Опыт 4. Действие раствора щёлочи на металлы

1. В пробирку поместите 1-2 микрошпателя порошка или 1 гранулу алюминия и долейте 1 мл концентрированного раствора щёлочи. Наблюдаются ли изменения? Почему?

2. Нагрейте пробирку. Наблюдайте бурное выделение газа.

3. Напишите уравнения протекающих реакций по стадиям.

4. Отметьте роль щёлочи в этом процессе. В схеме окислительно-восстановительной реакции укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты.

К защите лабораторной работы

1. Какие вещества относятся к металлам? Каковы их физические свойства и чем они обусловлены?

2. Какие металлы реагируют с водой? Назовите окислитель и восстановитель в таких системах.

3. Какие из указанных металлов: кальций, медь, цинк взаимодействуют с водой до конца? В первый момент? Обоснуйте свой ответ.

4. Какие металлы реагируют с растворами щелочей? Назовите окислитель и восстановитель в таких системах.

5. Какие металлы реагируют с разбавленными серной и соляной кислотами? Назовите окислитель и восстановитель в таких системах.

6. В чем отличие действия разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы? Назовите продукты взаимодействия активных металлов с концентрированной серной кислотой. Приведите примеры таких металлов.

7. В чем отличие действия разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы? Назовите продукты взаимодействия малоактивных металлов с разбавленной серной кислотой. Приведите примеры таких металлов.

8. В чем отличие действия разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы? Назовите продукты взаимодействия металлов средней активности с разбавленной азотной кислотой. Приведите примеры таких металлов.

9. В чем отличие действия разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы? Назовите продукты взаимодействия активных металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Приведите примеры таких металлов.

10. В чем отличие действия разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы? Назовите продукты взаимодействия малоактивных металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Приведите примеры таких металлов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

Гальванические элементы. Коррозия металлов

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, химический стакан объемом 50 мл; лабораторная установка – гальванический элемент Даниэля-Якоби; алюминиевая и медная проволоки; пластинки оцинкованного и лужёного железа; растворы $ZnSO_4$, $CuSO_4$, HCl , $K_3[Fe(CN)_6]$, H_2SO_4 , кристаллический $FeSO_4$.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Принцип действия гальванического элемента (ГЭ)

1. Поместите цинковую пластинку в стакан с раствором сульфата цинка, медную – в стакан с раствором сульфата меди.

2. К внешним концам пластинок присоедините гальванометр. Убедитесь, что тока в цепи нет.

3. Соедините растворы электролитическим мостиком. Что наблюдается?

4. Составьте схему медно-цинкового ГЭ, объясните принцип его работы. Составьте уравнения катодного и анодного процессов, уравнение токообразующей реакции. Рассчитайте стандартную э.д.с. данного ГЭ.

В выводах объясните, почему со временем изменяются показания гальванометра.

Опыт 2. Возникновение гальванической пары

1. В стакан налейте соляную кислоту и опустите в неё сначала алюминиевую, а потом медную проволочки. Какой металл взаимодействует с HCl?

2. Напишите уравнение соответствующей реакции, укажите окислитель и восстановитель.

3. Введите в кислоту обе проволочки так, чтобы они касались друг друга над раствором. Место контакта плотно прижмите пальцами. Что происходит?

4. Составьте схему и опишите работу образовавшейся медно-алюминиевой контактной гальванопары. Укажите катод и анод, составьте уравнения катодного и анодного процессов, уравнение токообразующей реакции. Объясните появление пузырьков газа (какого?) на медной проволоке. Определите ЭДС образующегося гальванического элемента в стандартных условиях.

Опыт 3. Анодные и катодные покрытия

1. Проведите качественную реакцию на обнаружение ионов Fe^{2+} в растворе. Для этого в пробирке приготовьте раствор сульфата железа(II) и добавьте 3-5 капель раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Как изменяется окраска раствора? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. В первую пробирку налейте 1 мл раствора H_2SO_4 и добавьте 2 капли раствора красной кровяной соли.

Во вторую пробирку также налейте 1 мл раствора H_2SO_4 и добавьте 2 капли раствора красной кровяной соли.

3. В первую пробирку опустите пластинку оцинкованного железа, во вторую – пластинку лужёного железа. В какой пробирке наблюдается качественная реакция на ионы Fe^{2+} ?

4. Объясните наблюдающееся явление. Подтвердите свое объяснение схемами процессов, протекающих при нарушении целостности покрытия лужёного и оцинкованного железа в сернокислой среде.

К защите лабораторной работы

1. Какие процессы протекают в химических источниках тока?

2. Опишите устройство гальванического элемента. Составьте схему гальванического элемента Даниэля-Якоби.

3. Какие металлы могут выполнять роль катода и анода в гальваническом элементе? Приведите примеры.

4. Предложите устройство гальванического элемента, в котором железный электрод выполняет функцию анода (условия стандартные).

5. Предложите устройство гальванического элемента, в котором серебряный электрод выполняет функцию катода (условия стандартные).

6. Предложите устройство гальванического элемента, в котором медный электрод выполняет функцию анода (условия стандартные).

7. Как рассчитать ЭДС гальванического элемента? Чем эта величина отличается от напряжения на зажимах источника тока?

8. Как работает концентрационный гальванический элемент? Как рассчитать ЭДС такого гальванического элемента?

9. Какие электрохимические методы защиты от коррозии вы знаете?

10. Что такое катодное покрытие? Анодное покрытие? Приведите примеры таких типов покрытий в случае защиты железного изделия от коррозии.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

Электролиз

Необходимые приборы и реактивы: лабораторный электролизёр, растворы Na_2SO_4 , CuSO_4 , индикаторы метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Электролиз водного раствора сульфата натрия с нерастворимым (инертным) анодом

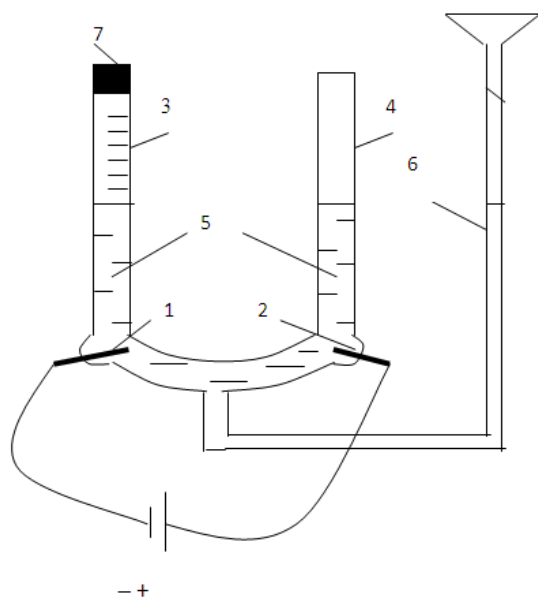


Рис.4. Схема прибора для электролиза водных растворов

1,2 – графитовые электроды; 3,4 – колена электролизёра; 5 – раствор электролита; 6 – уравнительная воронка; 7 – пробка.

Перед проведением опыта составьте электрохимическую схему электролиза водного раствора Na_2SO_4 с нерастворимым анодом. Какой газ будет выделяться на катоде? На аноде?

Составьте уравнения катодного и анодного процессов и суммарное уравнение ОВР, в ходе которой электрическая энергия внешнего источника тока превращается в энергию химической реакции.

Какое вещество разлагается при электролизе водного раствора указанной соли?

Опыт проводится в электролизёре (рис.4). Стеклообразная U-образная трубка заполнена водным раствором Na_2SO_4 .

Колено 3 закрыто пробкой 7 и откалибровано для измерения объёма газа, выделяющегося при электролизе. Графитовые электроды 1 и 2 соединены с полюсами внешнего источника тока. Электрод, находящийся в откалиброванном колене (катод), соединён с отрицательным полюсом источника тока, второй (анод) – с положительным. Электролизёр оснащён уравнивающей воронкой 6, которая служит для приведения давления газа в колене 3 к атмосферному.

1. Заполните электролизёр водным раствором сульфата натрия.
2. Закройте пробкой 7 отверстие колена 3 электролизёра. Определите объём V_1 раствора в колене. Измерение уровня столбика раствора проводите по нижнему мениску.
3. Включите постоянный ток и запишите его силу I , А. Пропускайте ток через раствор в течение 5 минут.
4. После выключения тока дождитесь прекращения выделения пузырьков водорода.
5. Водород в колене 3 насыщен водяным паром. Приведите давление смеси водорода и насыщенных паров воды к атмосферному. Для этого воронку с кольцом, в котором она крепится, снимите со штатива и плавно опустите так, чтобы раствор в колене 3 и воронке 6 оказался на одном уровне. Запишите объём V_2 раствора в колене.
6. Осторожно выньте пробку 7 из колена 3, не допуская перемешивания растворов в приэлектродных пространствах.
7. В две пробирки отберите двумя разными пипетками по 1 мл растворов из колена 3 и 4.
8. Определите среду растворов при помощи индикаторов. У какого электрода среда раствора является щелочной? кислой?
9. Результаты опыта занесите в таблицу.

Таблица

Уровень раствора в колене 3, мл		$*T, \text{ К}$	$*P_{\text{атм}},$ мм рт.ст	$**h,$ мм рт.ст.	$\tau, \text{ с}$	$I, \text{ А}$	Реакция раствора	
V_1	V_2						возле катода	возле анода

*Температуру водорода и раствора в бюретке принимают равной температуре воздуха в лаборатории.

**давление насыщенного водяного пара над раствором Na_2SO_4 принимается равным давлению насыщенного водяного пара над водой при температуре раствора. Значения температуры воздуха,

атмосферного давления и давления насыщенных паров получите у лаборанта.

Обработка результатов опыта

1. Определите объём выделившегося водорода V , мл

$$V = V_2 - V_1.$$

2. Рассчитайте парциальное давление водорода в бюретке P , мм рт.ст.:

$$P = P_{\text{атм}} - h$$

3. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условиям, используя объединённый газовый закон:

$$V_o^{\text{эксп}} = \frac{P \cdot T_o \cdot V}{P_o \cdot T},$$

где $P_o = 760$ мм рт.ст., $T_o = 273$ К, V – объём выделившегося водорода, л; T – температура воздуха, К.

4. По закону Фарадея рассчитайте теоретическое количество водорода при н.у.:

$$V_o^{\text{теор}} = \frac{V_{\text{экв}}(\text{H}_2) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где $V_{\text{экв}}(\text{H}_2) = f_{\text{экв}}(\text{H}_2) \cdot V_m$ – молярный объём эквивалентов водорода, л/моль; $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея; I – сила тока, А; τ – время, с.

5. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %:

$$\delta = \frac{|V_o^{\text{теор}} - V_o^{\text{эксп}}|}{V_o^{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата меди(II)

а) Электролиз с графитовым (инертным) анодом

Через электролизёр, заполненный водным раствором CuSO_4 , пропустите постоянный ток в течение 3-5 минут. Обратите внимание на появление красного налета на одном из электродов. Какой это металл? Какой газ выделяется на аноде? Составьте схему электролиза, уравнения катодного и анодного процессов, суммарное уравнение электролиза.

б) Электролиз с медным (растворимым) анодом

Измените полярность электродов так, чтобы анодом стал графитовый стержень, покрытый слоем меди. Снова пропустите электрический ток. Что происходит с медью на аноде? Обратите внимание на то, что после полного растворения налета меди на аноде начинает выделяться газ.

Составьте схему электролиза. Опишите уравнениями реакций процессы, протекающие на катоде и аноде во всех случаях.

К защите лабораторной работы

1. Что такое электролиз? Как определить минимальное напряжение электролиза?
2. Опишите анодные и катодные процессы при электролизе расплавов солей.
3. В чем отличие процесса электролиза расплавов и водных растворов солей?
4. Что такое электролиз с инертным анодом? Приведите пример.
5. Что такое электролиз с активным анодом? Приведите пример.
6. Составьте схему рафинирования меди.
7. В какой последовательности разряжаются частицы на аноде: F, Cl, I, Br?
8. Какие частицы могут разряжаться только на аноде, а какие только на катоде при электролизе **водного раствора** CuCl_2 ?
9. Какие частицы могут разряжаться только на аноде, а какие только на катоде при электролизе **водного раствора**, содержащего ионы K^+ , I^- ?
10. Какие частицы могут разряжаться только на аноде, а какие только на катоде при электролизе **расплава** NaCl ? Составьте схему электролиза.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №14

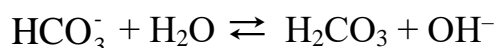
Жёсткость воды

Необходимые приборы и реактивы: бюретка, коническая колба объёмом 250 мл, цилиндр объёмом 50 мл, растворы: аммиачно-буферный, соляной кислоты, трилона Б; индикаторы метиловый оранжевый и хром тёмно-синий.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение карбонатной (временной) жёсткости воды

Содержащиеся в воде гидрокарбонаты кальция и магния подвергаются гидролизу и создают щелочную среду:



Наличие гидрокарбонатов в воде легко выявить метиловым оранжевым, который в щелочной среде становится жёлтым. При добавлении соляной кислоты к воде, содержащей гидрокарбонаты, ионы водорода взаимодействуют с анионами HCO_3^- :



По достижении в процессе титрования точки эквивалентности жёлтая окраска индикатора сменяется на оранжево-розовую.

1. В коническую колбу отмерьте 100 мл водопроводной воды и добавьте 2-3 капли метилоранжа. Раствор окрасится в жёлтый цвет.

2. Определите начальный уровень раствора соляной кислоты в бюретке.

3. Добавляйте соляную кислоту по каплям в колбу при непрерывном перемешивании до изменения окраски раствора на оранжево-розовую. При появлении красной окраски (кислой среды) опыт переделайте.

4. Определите уровень кислоты после титрования.

5. Проведите опыт ещё раз.

6. При несовпадении результатов двух определений повторите п.1-5.

7. Полученные данные запишите в табл. 1.

Таблица 1

№	Объём воды, V_1 , мл	Уровень HCl в бюретке, мл		Объём HCl, пошедшей на титрование V_2 , мл	Среднее значение V_2 , мл	Концентрация HCl, c_{i_2} , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	100					
2	100					

По закону эквивалентов:

$$V_1 \cdot c_{i_1} = V_2 \cdot c_{i_2}$$

где V_1 – объём водопроводной воды, мл;

c_{i_1} – нормальная концентрация гидрокарбонатов в воде, моль/л;

V_2 – среднее значение объёма соляной кислоты, пошедшей на титрование, мл;

c_{i_2} – нормальная концентрация HCl, моль/л.

Концентрация гидрокарбонатов в воде:

$$c_{i_1} = \frac{V_2 \cdot c_{i_2}}{V_1}$$

Карбонатная жёсткость воды $J_1 = c_{i_1} \cdot 10^3$, ммоль/л.

Опыт 2. Определение общей жёсткости воды

Общую жёсткость определяют титрованием раствором трилона Б – динатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты.

Суть методики заключается в том, что в слабощелочной среде анионы индикатора хрома темно-синего образуют с ионами кальция и магния комплексные соединения, окрашенные в красно-вишнёвый цвет. В процессе титрования они разрушаются вследствие образования более прочных комплексных соединений катионов кальция и магния с трилоном Б (титрантом). При этом в точке эквивалентности анионы освободившегося индикатора окрашивают раствор в чернильно-синий цвет. Индикатор изменяет свою окраску в зависимости от концентрации ионов кальция и магния и рН раствора. Поэтому, для поддержания постоянного значения рН ~ 10 титрование проводят в присутствии аммиачно-буферного раствора.

1. В плоскодонную колбу отмерьте 50 мл водопроводной воды и добавьте 50 мл дистиллированной воды.

2. Внесите в колбу 5 мл аммиачно-буферного раствора и несколько кристаллов индикатора хрома тёмно-синего.

3. Отметьте начальный уровень трилона Б в бюретке.

4. Непрерывно покачивая колбу, добавляйте по каплям раствор трилона Б до изменения окраски от винно-красной до сиреневой. С этого момента титрование следует проводить медленнее. Окончание титрования устанавливают по появлению чернильно-синей окраски раствора.

5. Отметьте уровень трилона Б после титрования.

6. Опыт повторите ещё раз.

7. При несовпадении результатов двух определений повторите п.1-6.

8. Результаты запишите в табл. 2.

Таблица 2

№	Объём водопроводной воды, V_1 , мл	Уровень трилона Б в бюретке, мл		Объём трилона Б на титрование V_2 , мл	Среднее значение V_2 , мл	Концентрация трилона Б, c_{i_2} , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	50					
2	50					

Обработку результатов проведите по формуле:

$$V_1 \cdot c_{i_1} = V_2 \cdot c_{i_2},$$

где V_1 – объём водопроводной воды, мл;

c_{i_1} – общая концентрация солей в воде, моль/л;

V_2 – среднее значение объёма трилона Б, пошедшего на титрование, мл;

c_{i_2} – нормальная концентрация трилона Б, моль/л.

Общая концентрация солей в воде:

$$c_{i_1} = \frac{V_2 \cdot c_{i_2}}{V_1}$$

Общая жёсткость воды $J_2 = c_{i_1} \cdot 10^3$, ммоль/л.

Определение некарбонатной (постоянной) жёсткости воды

Постоянную жёсткость J_3 определите по формуле:

$$J_3 = J_2 - J_1 \text{ (ммоль/л).}$$

По величине общей жесткости J_2 воду можно охарактеризовать как:

- мягкую – ≤ 2 ммоль/л;
- средней жесткости – $2 - 10$ ммоль/л;
- жесткую – > 10 ммоль/л.

В выводах отметьте степень жёсткости исследуемой воды в соответствии с приведенной шкалой. Какие ионы обуславливают жёсткость водопроводной воды вашего региона? Предложите методы смягчения воды с учетом результатов исследований.

К защите лабораторной работы

1. Какая вода называется жесткой? Какие виды жесткости вы знаете?
2. Наличие каких ионов придает воде временную жесткость? Каким методам можно ее определить?
3. Каков характер среды в воде, обладающей временной жесткостью? Чем это обусловлено?
4. Какими методами можно устранить временную жесткость? Приведите примеры.
5. Что такое постоянная жесткость воды? Как называется метод определения постоянной жесткости?
6. Наличие каких ионов придает воде постоянную жесткость?
7. Какими методами можно устранить постоянную жесткость?
8. Что такое общая жесткость воды? Назовите единицы измерения жесткости.
9. Какой вид жесткости можно устранить известковым методом? Напишите уравнения реакций.
10. Какой вид жесткости можно устранить известковым методом? Напишите уравнения реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №15

Методы получения коллоидных систем

Необходимые приборы и реактивы: бюретки с воронками, лабораторная ступка с пестиком, штатив с пробирками, секундомер, фильтровальная бумага, крахмал, растворы йода, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , ПАВ.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Дисперсионный метод получения золей

1. В пробирку внесите небольшое количество крахмала (2 микрошпателя), долейте на 1/3 дистиллированной воды, встряхните и отфильтруйте в чистую пробирку. Фильтрат сохраните.

2. Такое же количество крахмала насыпьте в ступку, смочите небольшим количеством воды, достаточным для образования густой кашицы, и в течение 1-2 минут растирайте пестиком.

3. Растёртую смесь разбавьте дистиллированной водой и отфильтруйте в чистую пробирку. Второй фильтрат сохраните.

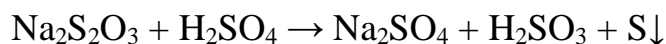
4. В первый и второй фильтраты добавьте по 1-2 капли раствора йода. Что происходит? Объясните наблюдаемое явление. В какой пробирке находится золь? Каким способом он получен?

Опыт 2. Конденсационный метод получения золей.

Устойчивость коллоидных систем

1. В первую пробирку налейте из бюретки 1 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, во вторую – 1 мл серной кислоты H_2SO_4 .

2. Быстро слейте оба раствора, осторожно встряхните и одновременно начните отсчёт времени по секундомеру до первых признаков образования осадка мелкодисперсной серы:



3. Определите время $\Delta\tau_1$ протекания реакции.

4. Повторите опыт, предварительно добавив в пробирку с тиосульфатом 5 капель раствора поверхностно-активного вещества (ПАВ). Слейте оба раствора, определите время $\Delta\tau_2$ от момента смешения до появления первых признаков образования серы.

Почему видимые признаки протекания химической реакции при использовании ПАВ наблюдаются значительно позднее? Запишите структуру мицеллы золя серы, считая, что серная кислота взята в избытке. Определите знак заряда коллоидной частицы (гранулы). Какова роль ПАВ в сохранении устойчивости золя серы?

К защите лабораторной работы

1. Какие особенности характерны для дисперсных систем? Дать количественную оценку дисперсности систем.

2. Как называются фазы, составляющие дисперсную систему?
3. Какие дисперсные системы относят к грубодисперсным?
4. Приведите примеры грубодисперсных систем, в которых дисперсионная среда является газообразной фазой, а дисперсная фаза твердой.
5. Какие методы синтеза коллоидных частиц вы знаете? Приведите примеры синтеза золя конденсационным и дисперсионным методом.
6. В виде каких частиц присутствует дисперсная фаза в золях?
7. Каково строение мицеллы?
8. Какие частицы образуют ядро мицеллы?
9. Из чего состоит двойной электрический слой мицеллы?
10. При длительном стоянии сероводородной воды в результате окисления H_2S кислородом воздуха образуется сера в коллоидном состоянии. Написать формулу мицеллы золя серы и определить знак заряда ее частиц. Каким методом получен золь?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №16

Коагуляция коллоидных систем

Необходимые приборы и реактивы: бюретки, химические воронки, штатив с пробирками, секундомер, растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KCl , Na_2SO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, ПАВ, золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Коагуляция золя серы

1. В первую пробирку добавьте 1 мл тиосульфата и 5 капель ПАВ, во вторую – 1 мл серной кислоты.
2. Слейте оба раствора, определите время $\Delta\tau_1$ от момента смешения до появления первых признаков образования серы.
3. Повторите опыт, добавив в образующийся золь одну каплю раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Отметьте время $\Delta\tau_2$ до появления осадка.
5. Сравните время $\Delta\tau_1$ и $\Delta\tau_2$ протекания реакций.
6. Объясните наблюдаемое явление, исходя из принципа качественного смещения равновесия Ле-Шателье. Как изменится при этом структура частичек золя? Осадок какого состава образуется?

Опыт 2. Коагулирующая способность электролитов

1. В три пробирки налейте по 3 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, выданного лаборантом.

2. Зафиксируйте начальный уровень реагентов V_1 (мл) в бюретках.

3. Из бюреток в первую пробирку добавьте по каплям раствор KCl , во вторую – Na_2SO_4 , в третью – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до появления первых признаков помутнения.

4. Определите уровень V_2 (мл) реагентов в бюретках.

5. Рассчитайте объемы электролитов V_{\min} (мл), израсходованных на титрование:

$$V_{\min} = V_1 - V_2$$

6. Внесите в таблицу рассчитанные значения V_{\min} для всех электролитов.

7. Как объяснить наблюдаемое явление? Какого раствора потребовалось в большем объёме? В меньшем?

Таблица

Электролит	Молярная масса M , г/моль	C_0 , моль/л	V_{\min} , мл	V_{\min} , л	C , моль/л	$P = 1/C$
KCl	74,5	1				
Na_2SO_4	142	0,2				
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	329	$5 \cdot 10^{-4}$				

Обработка результатов

По полученным данным рассчитайте:

1. массу m электролита, использованного для титрования:

$$m = C_0 \cdot M \cdot V_{\min}$$

где C_0 – исходная концентрация электролита, моль/л;

V_{\min} – минимальный объём электролита, необходимый для появления осадка в растворе, л;

2. концентрацию C каждого электролита в полученном растворе:

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

где m – масса электролита в растворе, г;

M – молярная масса электролита, г/моль;

V – объём полученного раствора, л:

$$V = 0,003 + V_{\min}$$

3. коагулирующую способность электролита P по формуле:

$$P = 1/C.$$

Полученные данные внесите в таблицу.

В выводах укажите, какой электролит имеет наибольшую коагулирующую способность? Наименьшую?

Напишите структуру мицеллы золя гидроксида железа(III), считая, что стабилизатором является хлорид железа(III). Определите знак заряда частиц золя. На основании схемы строения мицеллы объясните различное влияние исследованных электролитов на устойчивость гранул золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

К защите лабораторной работы

1. Какие особенности характерны для дисперсных систем? Дать количественную оценку дисперсности систем.
2. Как называются фазы, составляющие дисперсную систему?
3. Какие дисперсные системы относят к грубодисперсным?
4. Приведите примеры грубодисперсных систем, в которых дисперсионная среда является твердой фазой, а дисперсная фаза газообразной.
5. Какие системы называют суспензиями? Приведите примеры таких систем.
6. Какие методы синтеза коллоидных частиц вы знаете? Приведите примеры синтеза золя конденсационным и дисперсионным методом.
7. В виде каких частиц присутствует дисперсная фаза в золях?
8. Каково строение мицеллы?
9. Какие частицы образуют диффузионный слой мицеллы? Почему он так называется?
10. Золь диоксида олова SnO_2 образовался в результате действия небольшого количества соляной кислоты HCl на станнат калия K_2SnO_3 . Написать формулу мицеллы золя.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №17

Концентрация растворов

Необходимые приборы и реактивы: набор ареометров, мерные цилиндры, коническая колба, теххимические весы, растворы H_2SO_4 , NaCl , кристаллический $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Определение плотности раствора ареометром

Процентную концентрацию растворенного вещества можно вычислить путем измерения плотности раствора и последующего нахождения его концентрации по табличным данным.

Плотность раствора определяют с помощью ареометров с точностью до третьего десятичного знака.

Ареометр (рис.1) представляет собой стеклянный поплавок со шкалой плотности. Жидкость наливают в стеклянный цилиндр на $\frac{3}{4}$ его

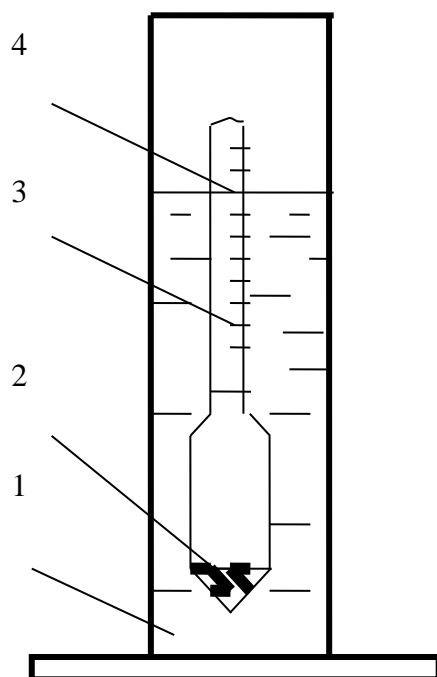


Рис.1. Определение плотности жидкости ареометром:
1 – изучаемая жидкость; 2 – балласт; 3 – шкала плотности; 4 – уровень жидкости и деление шкалы, соответствующее ее плотности

объёма и погружают в неё ареометр. При этом ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Если шкала ареометра находится выше или ниже уровня жидкости, следует взять ареометр с другими пределами измерения. Значение на шкале, до которого погружается ареометр, соответствует плотности жидкости. По окончании измерений ареометр промывают водой и убирают в коробку.

Если значения плотности раствора по ареометру отсутствуют в таблице, концентрацию определяют интерполяцией. Например, при определении плотности раствора соли ареометр показал значение $\rho = 1,138$ г/мл. В таблице:

ρ , г/мл	1,132	1,140
C, %	18	19

Полагая, что в этом интервале концентраций плотность изменяется линейно, находим:

$$C = 19 - \frac{19 - 18}{1,140 - 1,132} \cdot (1,140 - 1,138) = 18,75\%$$

Таким образом, значению плотности 1,138 г/мл отвечает концентрация соли 18,75%.

Можно провести расчет другим путем. Разность между значением плотности, найденной ареометром, и ближайшим табличным значением

$$\Delta\rho = 1,140 - 1,138 = 0,002.$$

Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 0,008 - 1\% \\ 0,002 - x \end{array} \quad x = \frac{0,002}{0,008} = 0,25\%$$

Найденную величину вычитаем из значения концентрации, которое отвечает использованному табличному значению плотности:

$$C = 19,00 - 0,25 = 18,75\%.$$

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Приготовление 0,1 М раствора серной кислоты

Внимание! Опыты с концентрированной серной кислотой проводить в вытяжном шкафу.

1. В узкий цилиндр поместите ареометр со шкалой 1,00 – 1,20.
2. По стеклянной палочке, стараясь не намочить верхнюю часть ареометра, наливайте в цилиндр концентрированную серную кислоту до тех пор, пока ареометр не всплывет.
3. Определите плотность $\rho_{\text{конц}}$ раствора серной кислоты и по табличным данным рассчитайте его процентную концентрацию $C_{\text{конц}}$.
4. Рассчитайте объём $V_{\text{конц}}$ концентрированной кислоты, необходимый для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.
5. С помощью мерного цилиндра отмерьте рассчитанное количество кислоты, перелейте ее в мерную колбу объёмом 100 мл и долейте дистиллированной водой до метки. Тщательно перемешайте раствор.
6. Определите плотность ρ полученного раствора ареометром и по табличным данным рассчитайте его процентную концентрацию C .
7. Рассчитайте моляльность раствора и мольную долю кислоты в нем.
8. Результаты занесите в таблицу.

Таблица 1

Концентрированная кислота			0,1 М раствор кислоты				
$\rho_{\text{конц}}$, Г/МЛ	$C_{\text{конц}}$, %	$V_{\text{конц}}$, МЛ	V , МЛ	ρ , Г/МЛ	C , %	C_m , МОЛЬ/КГ	МОЛЬНАЯ ДОЛЯ
			100				

К защите лабораторной работы

1. Что такое растворы? Как называются компоненты таких дисперсных систем?
2. Какие растворы называют ненасыщенными? Насыщенными? Пересыщенными?
3. Какие виды концентраций вы знаете? Назовите единицы измерения.
4. От каких факторов зависит растворимость веществ? Как изменяется эта величина при повышении температуры для газообразных веществ?
5. Как изменяется растворимость твердых веществ при повышении температуры?
6. Почему растворение относят к физико-химическим процессам?
7. В чем схожесть и в чем различие растворов и механических смесей?
8. В чем схожесть и в чем различие растворов и химических соединений?
9. Процесс растворения может быть экзо- и эндотермическим. Объясните это с точки зрения теории растворов Д.И. Менделеева.
10. Что является причиной диссоциации молекул в растворе? Назовите количественные характеристики этого процесса.

Использованная литература

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Э.Т. Оганесян, В.А. Попков, Л.Т. Щербакова, А.К. Брель ; под ред. Э.Т. Оганесяна – М. : Издательство Юрайт, 2016. - 447 с. – Режим доступа : <http://ed.donntu.org/books/19/cd9209.pdf>. - Загл. с экрана.
2. Химия элементов [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Э.Т. Оганесян, В.А. Попков, Л.Т. Щербакова, А.К. Брель ; под ред. Э.Т. Оганесяна – М.: Издательство Юрайт, 2017.- 251 с. – Режим доступа : <http://ed.donntu.org/books/19/cd9210.pdf>. - Загл. с экрана.
3. Химия : учебник для высших учеб заведений./ [А.А. Гуров и др] .- 4 –е изд, стер.- М., Издательство ВГТУ им. Н.Э. Баумана, 2017. - 775 с. <http://ed.donntu.org/books/19/cd9211.pdf>
4. Методические указания и контрольные задания по химии : для студентов заочного отделения / Состав. : В. В. Приседский, Е. И. Волкова, Т. П. Кулишова, Л. И. Рублева / под редак. В. В. Приседского. – Донецк : ГОУВПО «ДОННТУ», 2017. – 83 с. Доступ через личный кабинет студента.

Приложения

Приложение 1

Термодинамические свойства веществ
в стандартном состоянии при 298,15 К

Вещество	$\Delta H_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{МОЛЬ}}$	$S_{298}^0, \frac{\text{Дж}}{\text{МОЛЬ} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{МОЛЬ}}$
Ag (к)	0	42,71	0
Al (к)	0	28,3	0
Al ₂ O ₃ (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
BaO (к)	-582,0	70,3	-552,0
BaCO ₃ (к)	-1235,0	112,0	-1136,0
C (графит)	0	5,7	0
C (алмаз)	0	2,44	0
CCl ₄ (г)	-106,7	309,41	-64,0
CCl ₄ (р)	-135,4	214,4	-64,6
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₃ H ₈ (г)	-103,9	269,9	-107,2
C ₆ H ₆ (ж)	49,03	172,8	124,5
C ₂ H ₅ OH (ж)	-277,6	160,7	-174,8
C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
Ca (к)	0	41,63	0
CaCO ₃ (к)	-1207,0	92,8	-1128,7
CaO (к)	-635,6	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	76,1	-896,8
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Cu (к)	0	33,3	0
CuO (к)	-162,0	46,2	-129,9
Fe (к)	0	27,52	0
FeO (к)	-266,5	54,0	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	146,2	-1014,2
H ₂ (г)	0	130,6	0
HBr (г)	-36,24	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2

Вещество	$\Delta H_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{МОЛЬ}}$	$S_{298}^0, \frac{\text{Дж}}{\text{МОЛЬ} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_{298}^0, \frac{\text{кДж}}{\text{МОЛЬ}}$
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
H₂O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H₂O (ж)	-285,8	70,1	-237,3
H₂S (г)	-21,0	205,7	-33,8
I₂ (г)	62,24	260,5	19,37
I₂ (к)	0	116,7	0
N₂ (г)	0	191,5	0
NH₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH₄NO₃ (к)	-385,4	151,0	-183,8
N₂O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N₂O₃ (г)	83,3	307,0	140,5
NO₂ (г)	33,5	240,46	51,5
N₂O₄ (г)	9,6	304,3	98,4
N₂O₅ (г)	-42,7	178,0	114,1
Ni (к)	0	30,12	0
NiO (к)	-239,7	38,0	-211,6
O₂ (г)	0	205,0	0
O₃ (г)	142,3	237,6	163,43
PCl₃ (г)	-306,35	311,66	-286,27
PCl₅ (г)	-398,94	352,71	-324,63
P₂O₅ (к)	-1492,0	114,5	-1348,8
Pb (к)	0	64,9	0
PbO (к)	-219,3	66,1	-189,1
PbO₂ (к)	-276,6	74,9	-218,3
S (ромбич.)	0	31,9	0
SO₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO₃ (г)	-395,2	256,2	-370,4
Si (к)	0	18,7	0
SiF₆ (г)	-1506,2	284,5	-1468,6
SiO₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
Sn (к)	0	51,5	0
SnO (к)	-286,0	56,5	-256,9
SnO₂ (к)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (к)	0	30,6	0
TiCl₄ (к)	-804,2	252,4	-737,4
TiO₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6
Zn (к)	0	41,63	0
ZnCO₃ (к)	-812,6	82,4	-731,4
ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7

Приложение 2

Давление h насыщенного водяного пара в равновесии с водой при различных температурах, мм рт. ст.

Десятки градусов	Единицы градусов, °C									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	4,58	4,93	5,29	5,69	6,10	6,54	7,01	7,51	8,05	8,61
10	9,20	9,84	10,52	11,23	11,99	12,79	13,63	14,53	15,48	16,48
20	17,54	18,65	19,83	21,07	22,38	23,76	25,21	26,74	28,35	30,09
30	31,82	33,70	35,68	37,73	39,90	42,18	44,56	47,07	49,69	52,44
40	55,32	58,34	61,50	64,80	68,26	71,88	75,65	79,60	83,71	88,02

Приложение 3

Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Индикатор	Среда раствора			Интервал перехода
	кислая	нейтральная	щелочная	
Лакмус	красный	фиолетовый	синий	5,0–8,0
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый	8,2–10,0
Метилоранж	розово-красный	оранжевый	жёлтый	3,1–4,4

Приложение 4

**Процентное содержание и плотность растворов некоторых веществ
при 20°C**

Концентрация раствора С, %	Плотность растворов ρ, г/мл			
	HCl	H ₂ SO ₄	NaCl	K ₂ Cr ₂ O ₇
1	1,003	1,002	1,0054	1,0052
2	1,008	1,010	1,0125	1,0122
4	1,018	1,024	1,0268	1,0264
6	1,029	1,037	1,0413	1,0408
8	1,038	1,052	1,0559	1,0554
10	1,048	1,066	1,0707	1,0703
12	1,058	1,080	1,0857	-
14	1,068	1,094	1,1008	-
16	1,078	1,109	1,1162	-
18	1,087	1,125	1,1319	-
20	1,098	1,140	1,1478	-
22	1,108	1,156	1,1640	-
24	1,118	1,170	1,1804	-
26	1,129	1,186	1,1972	-
28	1,139	1,202	-	-
30	1,149	1,218	-	-
32	1,159	1,234	-	-
34	1,169	1,252	-	-
36	1,180	1,269	-	-
38	1,191	1,287	-	-
40	-	1,304	-	-
42	-	1,321	-	-
44	-	1,338	-	-
46	-	1,357	-	-
48	-	1,377	-	-
50	-	1,396	-	-

Приложение 5

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Константа диссоциации	Электролит	Константа диссоциации
Кислоты			
H₃AsO₃ , I стадия	$5,8 \cdot 10^{-10}$	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
II стадия	$3 \cdot 10^{-14}$	HF	$7,4 \cdot 10^{-3}$
H₃AsO₄ , I стадия	$3,62 \cdot 10^{-3}$	HNO₂	$4 \cdot 10^{-4}$
II стадия	$1,70 \cdot 10^{-7}$	H₂O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
III стадия	$2,95 \cdot 10^{-12}$	H₃PO₄ , I стадия	$7,51 \cdot 10^{-3}$
H₃BO₃ , I стадия	$5,70 \cdot 10^{-10}$	II стадия	$6,23 \cdot 10^{-8}$
H₂CO₃ , I стадия	$4,31 \cdot 10^{-7}$	III стадия	$2,2 \cdot 10^{-13}$
II стадия	$5,61 \cdot 10^{-11}$	H₂S , I стадия	$5,7 \cdot 10^{-8}$
HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	II стадия	$1,2 \cdot 10^{-15}$
CH₃COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	H₂SiO₃ , I стадия	$1,0 \cdot 10^{-10}$
HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$	II стадия	$1,0 \cdot 10^{-12}$
H₂CrO₄ , I стадия	$1,8 \cdot 10^{-1}$	H₂SO₃ , I стадия	$1,3 \cdot 10^{-2}$
II стадия	$3,2 \cdot 10^{-7}$	II стадия	$5 \cdot 10^{-6}$
Основания			
AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$	H₂O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Al(OH)₃ , I стадия	$4,0 \cdot 10^{-13}$	NH₄OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Ba(OH)₂ , II стадия	$2,3 \cdot 10^{-1}$	Pb(OH)₂ , I стадия	$9,6 \cdot 10^{-4}$
Be(OH)₂ , II ступень	$3,3 \cdot 10^{-8}$	II стадия	$6,0 \cdot 10^{-7}$
Ca(OH)₂ , II стадия	$5,0 \cdot 10^{-2}$	Sn(OH)₂ , II стадия	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Cu(OH)₂ , II стадия	$3,4 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH)₂ , II ступень	$4,0 \cdot 10^{-5}$

Приложение 6

**Произведение растворимости малорастворимых веществ в воде
при 25°C**

Вещество	ПР	pПР = -lgПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	12,28
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	9,75
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	16,08
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	49,20
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	32,00
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	18,24
AuCl ₃	$3,2 \cdot 10^{-25}$	24,50
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	8,29
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaMnO ₄	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,03 \cdot 10^{-39}$	38,22
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	6,10
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97
Be(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-22}$	21,30
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
CaSO ₃	$1,3 \cdot 10^{-8}$	7,89
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	5,04
Cd(OH) ₂ (свежеосадж.)	$2,2 \cdot 10^{-14}$	13,66
Cd(OH) ₂ (состаривш.)	$5,9 \cdot 10^{-15}$	14,23
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	26,10
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	19,66
(CuOH) ₂ CO ₃	$1,7 \cdot 10^{-34}$	33,78
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	35,20
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	47,60
Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,00
Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-38}$	37,50
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	17,30
GeS	$3,0 \cdot 10^{-35}$	34,50
HgS (чёрный)	$1,6 \cdot 10^{-52}$	51,80
HgS (красный)	$4,0 \cdot 10^{-53}$	52,40
K ₃ [AlF ₆]	$1,6 \cdot 10^{-9}$	8,80
KClO ₄	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
Li ₂ CO ₃	$3,98 \cdot 10^{-3}$	2,40
MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$	4,67

Продолжение приложения 6

Вещество	ПР	pПР = -lgПР
Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-13}$	12,60
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00
Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$	12,72
MnS (телесный)	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$	14,70
NiS	$1,0 \cdot 10^{-24}$	24,00
PbCO ₃	$7,49 \cdot 10^{-14}$	13,13
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,79
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	13,75
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-10}$	8,98
Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$	19,96
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	26,60
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$	26,20
SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$	25,00
Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$	17,15
α-ZnS (сфалерит)	$1,6 \cdot 10^{-24}$	23,80
β-ZnS (вюрцит)	$2,5 \cdot 10^{-22}$	21,60

Приложение 7

Степень гидролиза некоторых солей в 0,1М растворах при 25 °С

Вещество	Степень гидролиза <i>h</i> , %	Вещество	Степень гидролиза <i>h</i> , %
NH ₄ Cl	0,07	NaH ₂ PO ₄	0,0004
CH ₃ COONH ₄	0,5	Na ₂ CO ₃	4,0
(NH ₄) ₂ S	99,0	NaHCO ₃	0,005
NH ₄ HS	7,0	Na ₂ S	9,9
Na ₂ B ₄ O ₇	0,5	NaHS	0,10
Na ₂ SO ₃	0,13	NaClO	0,18
NaHSO ₃	0,0002	KCN	1,2
CH ₃ COONa	0,007	Al ₂ (SO ₄) ₃	3,5
Na ₃ PO ₄	3,4	Al(CH ₃ COO) ₃	40,0
Na ₂ HPO ₄	0,13	Fe(CH ₃ COO) ₃	32,0

Приложение 8

**Константы нестойкости некоторых комплексных ионов
в водных растворах**

k – константа нестойкости для первой стадии, *K* – общая константа нестойкости

Комплексный ион	<i>k</i>	<i>K</i>	Комплексный ион	<i>k</i>	<i>K</i>
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	1,48·10 ⁻⁴	9,31·10 ⁻⁸	[HgJ ₄] ²⁻	5,9·10 ⁻³	1,48·10 ⁻³⁰
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	0,17	7,56·10 ⁻⁸	[PbJ ₄] ²⁻	6,3	1,42·10 ⁻⁴
[Co(NH ₃) ₄] ²⁺	0,173	2,80·10 ⁻⁶	[ZnJ ₄] ²⁻	3,9	220
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	7,40·10 ⁻³	2,14·10 ⁻¹³	[Au(CN) ₄] ⁻	–	5·10 ⁻³⁹
[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺	0,166	5,30·10 ⁻²⁰	[Cd(CN) ₄] ²⁻	2,8·10 ⁻⁴	1·10 ⁻²⁴
[Mg(NH ₃) ₄] ²⁺	5,00	10,9	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	–	1·10 ⁻²⁴
[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	6,45·10 ⁻²	1,12·10 ⁻⁸	[Fe(CN) ₆] ³⁻	–	1·10 ⁻³¹
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	7,10·10 ⁻³	3,46·10 ⁻¹⁰	[Hg(CN) ₄] ²⁻	–	4·10 ⁻⁴²
[AlF ₆] ³⁻	0,34	1,44·10 ⁻²⁰	[Ni(CN) ₄] ²⁻	–	1,8·10 ⁻¹⁴
[BeF ₃] ⁻	1,1·10 ⁻³	1,5·10 ⁻¹⁵	[Zn(CN) ₄] ²⁻	–	1,3·10 ⁻¹⁷
[CrF ₂] ⁺	4,0·10 ⁻⁴	1,5·10 ⁻⁸	[Ag(OH) ₂] ⁻	–	–
[FeF ₂] ⁺	9,5·10 ⁻⁵	5,0·10 ⁻¹⁰	[BaOH] ⁺	0,23	0,23
[MgF] ⁺	5,0·10 ⁻²	5,0·10 ⁻²	[BeOH] ⁺	3,3·10 ⁻⁸	3,3·10 ⁻⁸
[NiF] ⁺	0,22	0,22	[CaOH] ⁺	5,0·10 ⁻²	5,0·10 ⁻²
[AgCl ₂] ⁻	8,7·10 ⁻³	1,76·10 ⁻⁵	[CdOH] ⁺	1,0·10 ⁻⁵	1,0·10 ⁻⁵
[CdCl ₄] ²⁻	–	9,3·10 ⁻³	[CoOH] ⁺	4·10 ⁻⁵	4·10 ⁻⁵
[CrCl ₂] ⁺	–	1,26·10 ⁻²	[CrOH] ²⁺	1,02·10 ⁻¹⁰	1,02·10 ⁻¹⁰
[CuCl] ⁺	0,77	0,77	[CuOH] ⁺	3,4·10 ⁻⁷	3,4·10 ⁻⁷
[FeCl ₂] ⁺	0,22	7,4·10 ⁻³	[FeOH] ⁺	1,3·10 ⁻⁴	1,3·10 ⁻⁴
[HgCl ₄] ²⁻	0,1	8,5·10 ⁻¹⁶	[FeOH] ²⁺	1,55·10 ⁻¹²	1,55·10 ⁻¹²
[PbCl ₄] ²⁻	0,85	7,1·10 ⁻³	[Fe(OH) ₂] ⁺	1,82·10 ⁻¹¹	2,04·10 ⁻²²
[SnCl ₃] ⁻	1,05	2,1·10 ⁻²	[HgOH] ⁺	5,0·10 ⁻¹¹	5,0·10 ⁻¹¹
[ZnCl ₃] ⁻	0,18	0,71	[In(OH) ₄] ⁻	–	2,5·10 ⁻³⁰
[AgBr ₂] ⁻	1,1·10 ⁻³	7,8·10 ⁻⁸	[MgOH] ⁺	2,5·10 ⁻³	2,5·10 ⁻³
[CdBr ₄] ²⁻	0,42	2·10 ⁻⁴	[MnOH] ⁺	5,0·10 ⁻⁴	5,0·10 ⁻⁴
[HgBr ₄] ²⁻	5,5·10 ⁻²	1,0·10 ⁻²¹	[NiOH] ⁺	2,5·10 ⁻⁵	2,5·10 ⁻⁵
[PbBr ₄] ²⁻	–	1,0·10 ⁻³	[PbOH] ⁺	6,0·10 ⁻⁷	6,0·10 ⁻⁷
[AgJ ₄] ³⁻	–	1,8·10 ⁻¹⁴	[SnOH] ⁺	5,0·10 ⁻¹³	5,0·10 ⁻¹³
[CdJ ₄] ²⁻	7,9·10 ⁻²	8·10 ⁻⁷	[ZnOH] ⁺	4,0·10 ⁻⁵	4,0·10 ⁻⁵
[Zn(OH) ₄] ²⁻	–	3,6·10 ⁻¹⁶	[Ag(SCN) ₂] ⁻	–	2,7·10 ⁻⁸
[AgSO ₄] ⁻	0,59	0,59	[Cd(SCN) ₄] ²⁻	0,10	1,67·10 ⁻²
[CaSO ₄]	4,9·10 ⁻³	4,9·10 ⁻³	[CoSCN] ⁺	2,9·10 ⁻²	2,9·10 ⁻²
[CdSO ₄]	0,141	0,141	[CrSCN] ²⁺	1,35·10 ⁻²	1,35·10 ⁻²
[CuSO ₄]	4,5·10 ⁻³	4,5·10 ⁻³	[FeSCN] ⁺	4,7·10 ⁻²	4,7·10 ⁻²
[FeSO ₄]	5·10 ⁻³	5·10 ⁻³	[FeSCN] ²⁺	1,12·10 ⁻³	1,12·10 ⁻³
[FeSO ₄] ⁺	6,8·10 ⁻⁵	6,8·10 ⁻⁵	[Hg(SCN) ₄] ²⁻	–	5,9·10 ⁻²²
[HgSO ₄]	4,6·10 ⁻²	4,6·10 ⁻²	[NiSCN] ⁺	6,7·10 ⁻²	6,7·10 ⁻²
[MgSO ₄]	4,4·10 ⁻³	4,4·10 ⁻³	[ZnSCN] ⁺	2,4·10 ⁻²	2,4·10 ⁻²
[NiSO ₄]	4,0·10 ⁻³	4,0·10 ⁻³	[ZnSO ₄]	4,9·10 ⁻³	4,9·10 ⁻³

Приложение 9

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
по отношению к водородному электроду при 25°C**

Элемент	Электродный процесс $ox + n\bar{e} \rightleftharpoons red$	φ°, V
Ag	$AgCl + \bar{e} \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	+0,22
	$Ag^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Ag$	+0,80
Al	$[Al(OH)_4]^- + 3\bar{e} \rightleftharpoons Al + 4OH^-$	-2,35
	$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Al$	-1,66
Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Au$	+1,50
	$Au^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Au$	+1,69
Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Ba$	-2,90
Be	$[Be(OH)_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Be + 4OH^-$	-2,62
	$Be^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Be$	-1,85
Br	$2BrO_3^- + 6H_2O + 10\bar{e} \rightleftharpoons Br_2 + 12OH^-$	+0,50
	$Br_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,09
	$2BrO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons Br_2 + 6H_2O$	+1,52
	$2HBrO + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons Br_2 + 2H_2O$	+1,59
Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Ca$	-2,87
Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cd$	-0,40
Cl	$2ClO^- + 2H_2O + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cl_2 + 4OH^-$	+0,40
	$ClO_4^- + 4H_2O + 8\bar{e} \rightleftharpoons Cl^- + 8OH^-$	+0,56
	$ClO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e} \rightleftharpoons Cl^- + 6OH^-$	+0,63
	$ClO_2^- + H_2O + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cl^- + 2OH^-$	+0,66
	$Cl_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1,36
	$2ClO_4^- + 16H^+ + 14\bar{e} \rightleftharpoons Cl_2 + 8H_2O$	+1,39
	$2ClO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons Cl_2 + 6H_2O$	+1,47
	$2HOCl + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cl_2 + 2H_2O$	+1,63
Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Co$	-0,28
	$Co^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Co$	+0,33
	$Co^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1,84
Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Cr$	-0,74
	$Cr^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0,41
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cu$	+0,34
	$Cu^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Cu$	+0,52

Элемент	Электродный процесс $ox + n\bar{e} \rightleftharpoons red$	φ°, B
Fe	$Fe(OH)_3 + \bar{e} \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,56
	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Fe$	-0,44
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Fe$	-0,04
	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0,77
H	$2H_2O + 2\bar{e} \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$ (раствор щёлочи, pH>7)	-0,83
	$2H^+ (10^{-7} \text{ моль/л}) + 2\bar{e} \rightleftharpoons H_2$ (нейтральная среда, pH=7)	-0,41
	$2H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons H_2$ (кислая среда, pH=7)	0,00
Hg	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2Hg$	+0,79
	$Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Hg$	+0,85
	$2Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0,91
I	$2IO_3^- + 6H_2O + 10\bar{e} \rightleftharpoons I_2 + 12OH^-$	+0,21
	$I_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2I^-$	+0,53
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons I_2 + 6H_2O$	+1,19
	$2HIO + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons I_2 + 2H_2O$	+1,45
K	$K^+ + \bar{e} \rightleftharpoons K$	-2,93
Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Mg$	-2,36
Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Mn$	-1,18
	$MnO_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$ (раствор щёлочи, pH>7)	+0,56
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	+0,60
	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
N	$N_2 + 4 H_2O + 4\bar{e} \rightleftharpoons N_2H_4 + 4 OH^-$	-1,16
	$NO_3^- + H_2O + \bar{e} \rightleftharpoons NO_2 + 2 OH^-$	-0,86
	$NO_2^- + H_2O + \bar{e} \rightleftharpoons NO + 2 OH^-$	-0,46
	$NO_3^- + 2 H_2O + 3\bar{e} \rightleftharpoons NO + 4 OH^-$	-0,14
	$NO_3^- + 7 H_2O + 8\bar{e} \rightleftharpoons NH_4OH + 9 OH^-$	-0,12
	$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} \rightleftharpoons NO_2^- + 2 OH^-$	+0,01
	$NO_3^- + 2H^+ + \bar{e} \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	+0,80
	$NO_3^- + 10 H^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons NH_4^+ + 3 H_2O$	+0,87
	$NO_3^- + 3 H^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$	+0,94
	$2 NO_3^- + 10 H^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons N_2O + 5 H_2O$	+1,12
	$2 NO_3^- + 12 H^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons N_2 + 6H_2O$	+1,25
	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	+0,96
	$HNO_2 + H^+ + \bar{e} \rightleftharpoons NO + H_2O$	+1,00
Na	$Na^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Na$	-2,71

Элемент	Электродный процесс ox + nē ⇌ red	φ°, В
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$ (раствор щёлочи, pH>7)	+0,41
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+(10^{-7} \text{ моль/л}) + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+0,82
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1,24
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,08
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{PH}_3$	+0,06
Pb	$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + 4\text{OH}^-$	-0,54
	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	+1,80
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,19
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
	$\text{S} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,15
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
Si	$\text{SiF}_6^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,70
Sn	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn} + 4\text{OH}^-$	-0,91
	$\text{Sn}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	-0,37
	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	+0,01
	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,63
	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,86
Zn	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76

Приложение 10

Стандартные электродные потенциалы металлов
в водных растворах (φ° , В)

$\text{Me}^{n+}/\text{Me}^\circ$	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^\circ$	φ° , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045
K^+/K	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,930
Ba^{2+}/Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,905
Sr^{2+}/Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,888
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,864
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363
Be^{2+}/Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,847
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,663
Ti^{2+}/Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,630
Nb^{3+}/Nb	$\text{Nb}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Nb}$	-1,100
Cr^{2+}/Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
Ti^{3+}/Ti	$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	-0,368
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
Mo^{3+}/Mo	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mo}$	-0,200
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,130
$2\text{H}^+/\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
Sn^{4+}/Sn	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	+0,130
Bi^{3+}/Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,125
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,340
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Pd^{2+}/Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pd}$	+0,915
Pt^{2+}/Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,190
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,498

Окислительная активность ионов металлов растет

Восстановительная активность атомов металлов растет

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ И ГИДРОКСИДОВ В ВОДЕ

(P – растворимое вещество; M – малорастворимое вещество; H – практически нерастворимое вещество;
 прочерк означает, что вещество или не существует, или разлагается водой)

Анионы	К а т и о н ы																			
	H ⁺	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 ⁺²	Fe ⁺³
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	-	P	H	P	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	-
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	-	P	P	H	-	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	M	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	-
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	-	-	H	H	P	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	-	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H

- слабые электролиты

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Приложение 12

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	H 1 1,0079 Водород											He 2 4,0026 Гелий
2	Li 3 6,941 Литий	Be 4 9,012 Бериллий	B 5 10,811 Бор	C 6 12,011 Углерод	N 7 14,0067 Азот	O 8 15,999 Кислород	F 9 18,998 Фтор					Ne 10 20,179 Неон
3	Na 11 22,990 Натрий	Mg 12 24,305 Магний	Al 13 26,982 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,974 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,453 Хлор					Ar 18 39,948 Аргон
4	K 19 39,098 Калий	Ca 20 40,078 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель		
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,723 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,922 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром					36 Kr 83,80 Криптон
5	Rb 37 85,468 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	39 Y 88,906 Иттрий	40 Zr 91,224 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,42 Палладий		
	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,71 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,904 Йод					54 Xe 131,29 Ксенон
6	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	57 La* 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,20 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина		
	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,38 Таллий	82 Pb 207,20 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат					86 Rn [222] Радон
7	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 226,025 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий	110 Uun [272] Унунний		

*Лантаноиды	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,908 Прозодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометий	62 Sm 150,36 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,925 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,967 Лютеций
**Актиноиды	90 Th 232,04 Торий	91 Pa 231,036 Протактиний	92 U 238,029 Уран	93 Np 237,048 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

**Методические указания
к выполнению лабораторных работ по
общей химии
для студентов нехимических специальностей
всех форм обучения**

Составители: Волкова Елена Ивановна, к.х.н., доцент
Кулишова Татьяна Петровна, к.х.н., доцент
Рублева Людмила Ивановна, к.х.н., доцент