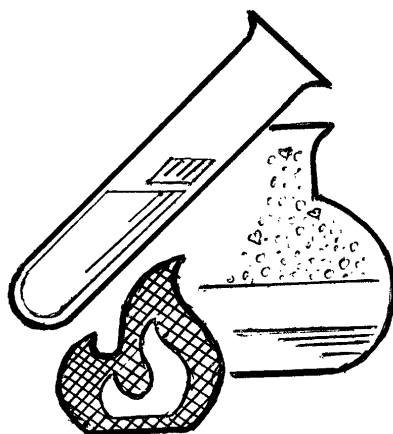


**ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**



Донецк – 2015

ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**
(методические указания)

Рассмотрено:
на заседании кафедры общей химии
протокол № 5 от 26 июня 2015 г.

Донецк - 2015

УДК 54 (071)

Методические указания к лабораторным работам по химии для студентов нехимических специальностей.

Составители: В. В. Приседский, Е. И. Волкова, И. В. Мнускина, Л. И. Рублева / Под ред. В. В. Приседского. – Донецк: ДонНТУ, 2015. - 62 с.

Методические указания включают методики проведения лабораторных работ по отдельным темам курса общей химии. Способствуют формированию знаний и практических навыков студентов по проведению химического эксперимента, знакомят с методами математической обработки результатов опытов, учат применению теоретических знаний на практике, способствуют умению делать выводы из результатов эксперимента.

Составители:
Приседский В.В., профессор
Волкова Е.И., доцент
Мнускина И.В., доцент
Рублева Л.И., доцент

Ответственный за выпуск проф., д.х.н. Приседский В.В.

Оглавление

Общие правила выполнения лабораторных работ	4
Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов.....	6
Определение молярной массы газа	7
Определение молярной массы эквивалента металла.....	10
Определение теплоты химической реакции.....	13
Комплексные соединения.....	19
Скорость химических реакций	21
Смещение химического равновесия.....	25
Свойства растворов электролитов.....	27
Гидролиз солей	29
Окислительно-восстановительные реакции	31
Химические свойства металлов	32
Гальванические элементы. Коррозия металлов	34
Электролиз	36
Жёсткость воды	39
Методы получения коллоидных систем	42
Коагуляция коллоидных систем	43
Концентрация растворов	45
Приложения	49

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. Во время нагревания жидкости держать пробирку отверстием в сторону от себя и от товарищей.

5. При разведении концентрированных кислот, особенно серной, необходимо осторожно вливать кислоту в воду!

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.

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 две пробирки поместите по 5-6 капель раствора выбранной соли, добавьте в каждую 5-6 капель 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 характере 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 две пробирки поместите по 5-6 капель раствора выбранной соли, по каплям (осторожно!) при постоянном встряхивании добавьте раствор щёлочи до появления осадка. Напишите уравнение реакции.

3. В первую пробирку с осадком 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 две 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 характере кислотно-основных свойствах оксида ванадия V_2O_5 .

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие оксиды реагируют с кислотами: SiO_2 , CrO_3 , BaO , Cu_2O ? Напишите уравнения реакций.

2. С какими веществами взаимодействует раствор гидроксида натрия: $NaHS$, SO_2 , $Ba(OH)_2$, CaO ? Напишите уравнения реакций.

3. Ангидридом (кислотным оксидом) какой кислоты является Cl_2O_5 : $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, HCl ?

4. Напишите уравнения реакций между азотной кислотой HNO_3 и гидроксидом цинка $Zn(OH)_2$ с образованием основной соли.

5. Какая соль образуется при взаимодействии 1 моль гидроксида меди и 2 моль серной кислоты: $CuSO_4$, $Cu(HSO_4)_2$, $(CuOH)_2SO_4$? Напишите уравнение реакций.

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. С помощью горячей лучины, поднесенной к выходному отверстию колбы, убедитесь, что колба заполнена полностью. 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 среднюю молярную массу воздуха $M_B = 29,0$ г/моль, вычислите массу воздуха в объёме V_0 (m_3 , г) :

$$\frac{m_3}{M_B} = \frac{V_0}{V_m} \quad m_3 = \frac{29,0}{22,4} \cdot V_0 = 1,29 \cdot V_0$$

7. Определите массу пустой колбы без воздуха (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:

№ п/п	Параметры	Условные обозначения	Числовые значения
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.

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:

$$D_{\text{в}} = \frac{m_5}{m_3}.$$

Из соотношения:

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

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

$$M_{\text{эксп}} = 29D_{\text{в}}$$

3) По уравнению Клапейрона-Менделеева.

Из уравнения

$$PV = n \cdot RT \quad \text{или} \quad PV = \frac{m_5}{M_{\text{эксп}}} RT$$

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) – 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 эквивалента металла

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

Порядок выполнения работы

1. Проверьте прибор на герметичность. 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.

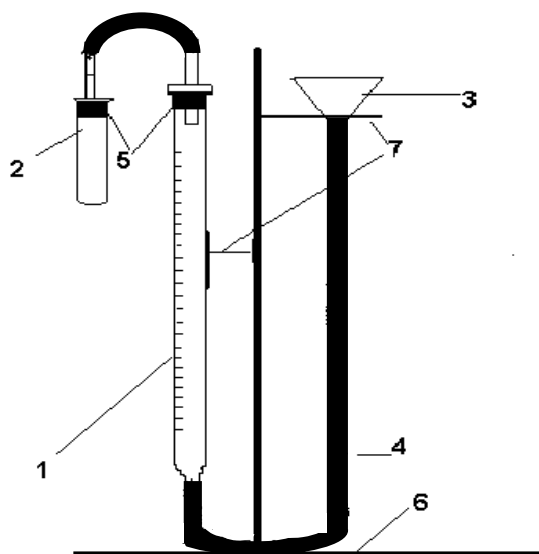


Рис.1. Прибор для определения молярной массы эквивалентов металла газометрическим методом

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

2. Опустите в пробирку воронку с трубкой и налейте через нее разбавленную соляную кислоту, заполнив приблизительно 1/3 объема пробирки. Осторожно выньте воронку из пробирки так, чтобы она не коснулась её стенок.

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 выделившегося 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:

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 эквивалента 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

$$M^{\text{эксп}}(\text{Me}) = \frac{M_{\text{экв}}^{\text{эксп}}(\text{Me})}{f_{\text{экв}}(\text{Me})}, \text{ где } f_{\text{экв}}(\text{Me}) = \frac{1}{\text{валентность}}$$

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.

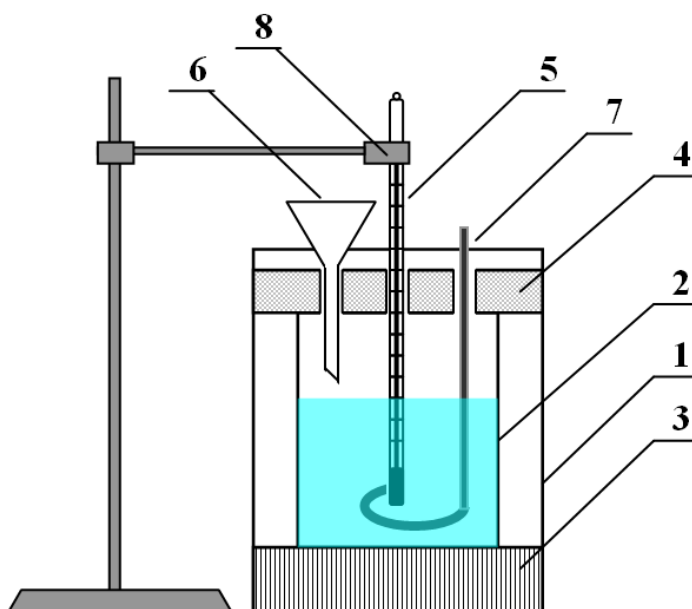


Рис. 2. Калориметрическая установка.

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

Порядок выполнения работы

В соответствии с термодинамическим правилом знаков, тепловой эффект считается положительным, если теплота поглощается реакционной системой (эндотермическая реакция), и отрицательным, если она выделяется (экзотермическая реакция). В изобарных условиях тепловой эффект Q_p равен изменению энтальпии системы и может быть рассчитан 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 – расчетное изменение температуры в калориметрическом опыте.

При проведении опыта теплота процесса расходуется на нагревание продуктов реакции и обмен с окружающей средой. Калориметрический опыт состоит из трех периодов: начального, основного и заключительного. На начальном и заключительном периоде температура изменяется за счет теплообмена с окружающей средой. Для учета последнего важно установить температурный ход калориметра в этих периодах. При установившемся теплообмене наблюдается равномерное (линейное) изменение температуры со временем.

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 этих 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.

Начинайте измерять температуру воды (*начальный период* опыта). Показания термометра фиксируйте через каждую минуту до сотых долей градуса, отмеряемых на глаз с помощью лупы. **Пропуск отсчёта не допускается.** Если в течение не менее 5 минут температура изменяется линейно, переходите к *основному периоду*.

Быстро высыпьте через воронку 6 в стакан 2 навеску нитрата калия массой 5,00 г. Не прекращайте перемешивания для ускорения процесса

растворения соли. За счёт теплоты процесса растворения в основном периоде происходит резкое изменение температуры, поэтому фиксируйте показания термометра чаще. По окончании растворения соли изменение температуры снова замедляется, что является началом *заключительного периода*. В этом периоде температурный отсчёт проводите каждую минуту. Опыт прекращается по достижении линейного хода температуры на протяжении не менее 5 минут.

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.

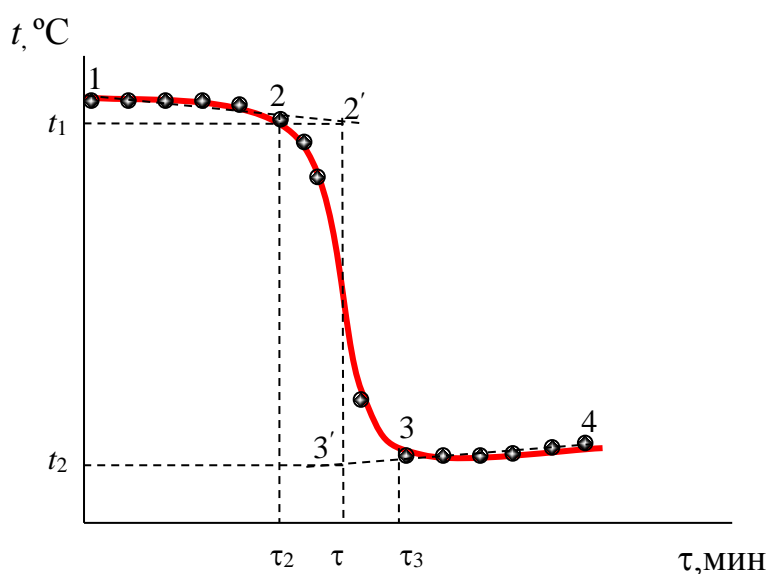


Рис.3. Пример графического определения Δt для процесса растворения соли в калориметре

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

Линия 1-2 графика отображает температурный ход в начальном периоде опыта, 2-3 – в основном и 3-4 – в заключительном. Наличие температурного хода – изменений температуры на начальном и заключительном этапах свидетельствует о теплообмене калориметра с окружающей средой. Для учета поправок на теплообмен температурные ходы экстраполируют к моменту времени τ в середине основного периода. Для этого через середину (точка τ) основного периода $\tau_2 - \tau_3$ проводится вертикальная линия – перпендикуляр к оси абсцисс. Прямая 1-2 продолжается вправо (2-2'), а прямая 3-4 – влево (3-3') до пересечения с этой линией. Величина отрезка [2'-3'] между точками пересечения 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, определённый 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 со справочным значением стандартной энтальпии растворения KNO_3 ($\Delta H_{298}^{\circ} \text{ср} = +35,4$ 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.

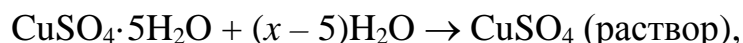
Порядок выполнения работы

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

В стакан 2 лабораторного калориметра (рис.2) налейте 100 мл дистиллированной воды. Внимательно следите за температурой жидкости, придерживаясь инструкций к предыдущему опыту. После установления линейного хода 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 уменьшились и стали линейными (*заключительный период*). Проведите графическое определение изменения температуры калориметра с поправкой на теплообмен (рис.3).

Энтальпию ΔH_I° растворения кристаллогидрата в воде определите по уравнению (2). К какому типу процессов с термодинамической точки зрения принадлежит растворение медного купороса в воде? Запишите термодинамическое уравнение с указанием теплового эффекта, используя молекулярное уравнение процесса:



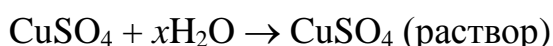
где x – общее число моль молекул воды, связанных с гидратами в растворе.

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 ΔH_{II}° растворения безводного сульфата меди в воде вычислите по уравнению (2), учитывая, что для сульфата меди $c_{P2} = 0,618$ Дж/(г·К). В соответствии с молекулярным уравнением:



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

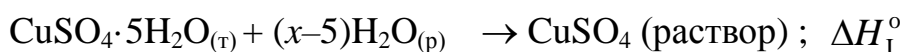
3. Определение энтальпии гидратации сульфата меди

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

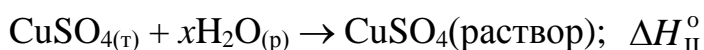
- гидратация безводной соли



- растворение кристаллогидрата в воде



или в виде одного суммарного процесса растворения 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 со справочным 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 проверено 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 не менее 5 минут изменяется не резко и с линейным ходом (*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 более медленным и линейным ходом.

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

$$\Delta H_{\text{эксп}}^{\circ} = -\frac{mc_p \Delta t}{1000 \cdot VC_M} \quad (4)$$

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 (HCl), моль/л	ρ_{HCl} , г/мл	C_M (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 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. Из сочетания частиц Cr^{3+} , NH_3 , Cl^- , K^+ составьте по одной формуле катионного и анионного комплексов Cr^{3+} (к.ч.=6).

2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций образования комплексных соединений:



3. К раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ добавили раствор KCN . В результате реакции образовалось растворимое комплексное соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения данной реакции. Константа нестойкости какого иона меньше: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$? Ответ мотивируйте.

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 в растворах от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



Белый осадок образующейся мелкодисперсной серы становится заметным для глаза наблюдателя после накопления определенной её концентрации Δc . Хотя эта концентрация неизвестна, она является приблизительно постоянной от опыта к опыту, если наблюдатель одинаково фиксирует время Δt от начала реакции, т.е. момента сливания растворов, до первых признаков «помутнения». 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	"c"	lg "c"
	1 пробирка		2 пробирка					
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_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 $\Delta\tau$ 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 измерьте 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 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 две пробирки внесите по 1 капле раствора роданида калия KCNS и 5 капель раствора хлорида железа(III) FeCl₃. Что наблюдается?
2. В одну из пробирок добавьте 1 каплю раствора сульфата меди, после чего в обе пробирки влейте по 1 мл приготовленного заранее раствора тиосульфата натрия Na₂S₂O₃.
3. Оцените время обесцвечивания растворов вследствие восстановления ионов Fe⁺³ до Fe⁺²:

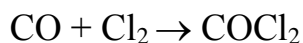


4. Напишите уравнения протекающих реакций, подберите коэффициенты.

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.
2. Какой физический смысл имеет константа скорости химической реакции?
3. От чего зависит скорость химической реакции?
4. Начальная концентрация исходных веществ в системе



была равна 0,3 моль/л CO и 0,2 моль/л Cl₂. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию CO повысить до 0,6 моль/л, а концентрацию Cl₂ – до 1,2 моль/л?

5. Реакция между веществами А и В выражается уравнением:



Начальные концентрации составляют: [A]₀ = 0,02 моль/л, [B]₀ = 0,03 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,2. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества В уменьшится на 0,02 моль/л.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

Смещение химического равновесия

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, зажим для пробирок, горелка, растворы FeCl₃, KCNS, K₂Cr₂O₇, H₂SO₄, 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) FeCl₃ и роданида калия KCNS. Раствор приобретает красную окраску вследствие образования роданида железа(III) Fe(CNS)₃. По изменению интенсивности окрашивания раствора можно сделать вывод об изменении концентрации Fe(CNS)₃, а, значит, и о смещении равновесия обратимого процесса.

1. В пробирку внесите по две-три капли растворов FeCl₃ 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 одну из пробирок по каплям добавьте раствор FeCl₃, 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 FeCl₃ и KCNS, составьте выражение константы равновесия этой реакции.

Таблица

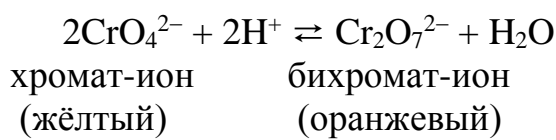
№	Добавляемый реагент	Изменение интенсивности окрашивания раствора	Направление смещения равновесия
1	FeCl ₃		
2	KCNS		
3	KCl		

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



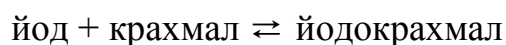
Изменение концентрации ионов водорода H⁺ смещает это равновесие.

1. В пробирку поместите 5-6 капль раствора K₂Cr₂O₇.
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 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.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Что такое смещение химического равновесия и как его осуществить?
2. Как записать выражение константы равновесия обратимой химической реакции и каков ее физический смысл?
3. В каких случаях обратимые химические реакции могут стать практически необратимыми?
4. В сосуде объемом 4 л смешали 0,8 моль N_2 и 1,6 моль H_2 . После достижения равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрация аммиака NH_3 оказалась равной 0,2 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации N_2 и H_2 и константу равновесия реакции синтеза аммиака.
5. В каком направлении сместится равновесие реакций



а) при понижении температуры; б) при повышении давления? Составьте выражения константы равновесия приведенных реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

Свойства растворов электролитов

Необходимые приборы и реактивы: штатив с пробирками, растворы $Ba(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CuSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $NiCl_2$, Na_2CO_3 , H_2SO_4 , $NaOH$, NH_4OH , CH_3COOH , PbI_2 , KJ ; индикаторы – фенофталеин и метиловый оранжевый, кристаллические соли NH_4Cl , CH_3COONa .

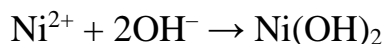
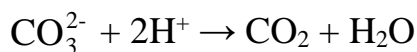
Порядок выполнения работы

Опыт 1. Реакции обмена между электролитами в растворах

1. Какие вещества можно взять для получения осадка сульфата бария $BaSO_4$? Выполните соответствующие опыты (предложите не менее трех реакций). Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. К кристаллам хлорида аммония NH_4Cl добавьте концентрированный раствор щелочи. 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:



Отметьте наблюдаемые изменения. Запишите реакции в 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

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

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

3. 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 написав 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 KI . Что наблюдается? Какое вещество выпадает в осадок? На этот вопрос отвечайте, предварительно написав уравнение диссоциации PbI_2 и KI . В каком направлении смещается равновесие диссоциации PbI_2 после добавления KI ? 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.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. В чем смысл гидратной (сольватной) теории растворов Д.И.Менделеева?

2. В виде каких частиц (молекул, ионов, молекул и ионов) находятся в растворе неэлектролиты? Сильные электролиты? Слабые электролиты? Приведите примеры таких веществ.

3. Растворение гидроксидов калия и кальция в воде сопровождается выделением теплоты. Как нужно изменить температуру, чтоб их растворимость увеличилась?

4. Запишите уравнение реакции ионного обмена в молекулярном и ионно-молекулярном виде: $Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow \dots$. Определите концентрацию катионов и анионов в растворе $Cr_2(SO_4)_3$, если концентрация раствора $C_M = 0,01$ моль/л, а степень диссоциации соли 85%.

5. Какой объем 36%-й соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл) нужно взять для приготовления 500 г 0,5 молярного раствора?

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 – фенофталеин, 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 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.

Опыт 3. Смещение процесса гидролиза

1. Налейте в пробирку около 1 мл раствора хлорида сурьмы $SbCl_3$ и добавьте к нему по каплям дистиллированную воду до появления мути. Почему при добавлении воды раствор помутнел?
2. Напишите уравнение гидролиза соли в молекулярном и ионно-молекулярном виде, ограничившись первой стадией.
3. Какое вещество нужно добавить для смещения равновесия гидролиза влево? Добавьте это вещество. Объясните наблюдающиеся явления на основе принципа Ле Шателье.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Что такое гидролиз? В растворах каких солей он не протекает?
2. Каков характер среды в растворе соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой? Приведите пример такой соли.
3. Каким индикатором можно определить характер среды в растворе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой? Слабым основанием и сильной кислотой? Приведите пример таких солей.
4. Вычислите рН и степень гидролиза в 0,01М растворе соли NH_4NO_3 . В какой цвет окрасится раствор при добавлении метилоранжа?

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 .

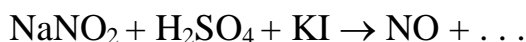
Порядок выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства бихромата калия

1. В пробирку с 5-7 каплями $K_2Cr_2O_7$ добавьте несколько капель H_2SO_4 .
2. Выберите из предложенных реактивов восстановитель и проведите реакцию. По каким признакам можно убедиться в её прохождении?
3. Укажите окислитель и восстановитель, составьте схему реакции и подберите стехиометрические коэффициенты.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства нитритов

1. В двух пробирках приготовьте смесь из 3–5 капель раствора $NaNO_2$ и 1–2 капель раствора H_2SO_4 .
2. В одну из пробирок добавьте 2–3 капли раствора KI , в другую – $KMnO_4$.
3. Убедитесь, что обе реакции протекают, запишите свои наблюдения.
4. Составьте уравнения соответствующих реакций :



5. Укажите окислитель и восстановитель. 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 две пробирки налейте 3–5 капель водного раствора $KMnO_4$.
3. В одну из пробирок добавьте 2-3 капли KI , в другую – 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 также 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? Могут быть и окислителями, и восстановителями? Приведите примеры соответствующих веществ, использованных в работе.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Сформулируйте термодинамическое условие самопроизвольного протекания ОВР.
3. Исходя из значений степеней окисления хрома и селена в соединениях: K_2CrO_4 , Cr , Cr_2O_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, SeO_3 , Na_2Se , Se , определите, какие из приведенных веществ в ходе ОВР могут проявлять только окислительные? только восстановительные? как окислительные, так и восстановительные свойства?

4. ОВР протекают по схемам:



Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель. Методом электронного баланса подберите стехиометрические коэффициенты.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

Химические свойства металлов

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

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Вытеснение металлов из растворов их солей

1. В две пробирки налейте по 1 мл растворов CuSO_4 и 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 одну пробирку поместите кусочек меди, в другую – кусочек цинка и долейте по 1 мл разбавленной серной кислоты. Что наблюдается?

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

Опыт 3. Действие азотной кислоты на металлы

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

1. В одну пробирку поместите кусочек меди, в другую – кусочек цинка и 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.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие химические процессы будут протекать, если в алюминиевую посуду налить крепкий раствор КОН. Напишите уравнения реакций по стадиям.

2. Какие из указанных металлов: кальций, медь, цинк взаимодействуют с водой до конца? В первый момент? Напишите уравнения реакций.

3. Сколько литров и какого газа выделится при растворении 6,54 г цинка в концентрированной HNO_3 при нормальных условиях.

4. Какую кислоту, разбавленную или концентрированную, выгоднее брать для растворения 10,8 г серебра? Ответ дать на основании расчета.

5. В чем различие в действии концентрированной серной кислоты на медь и магний? Составьте уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.

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 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, H_2SO_4 , кристаллический FeSO_4 .

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Принцип действия гальванического элемента (ГЭ)

1. Поместите цинковую пластинку в раствор сульфата цинка, медную – в раствор 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. 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 э.д.с. 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 две пробирки налейте по 1 мл раствора H_2SO_4 и добавьте по 2 капли раствора красной кровяной соли.

3. В одну из пробирок опустите пластинку оцинкованного железа, в другую – 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.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Составьте схемы и опишите работу гальванических элементов, составленных из стандартных электродов, в одном из которых **Ag** является анодом, а в другом – катодом.

2. Рассчитайте изменение концентрации ионов водорода, если потенциал водородного электрода $\text{Pt} | \text{H}_2, 2\text{H}^+$ увеличился на 0,177 В.

3. Какие электро-химические методы защиты от коррозии вы знаете?

4. Почему части стальных изделий нельзя соединять алюминиевыми заклепками? Какие процессы протекают при таком контакте во влажном воздухе?

5. Хромированное стальное изделие погрузили в раствор соляной кислоты. Какой металл в этой контактной гальванопаре растворится первым при нарушении сплошности покрытия? К какому типу относится такое покрытие?

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

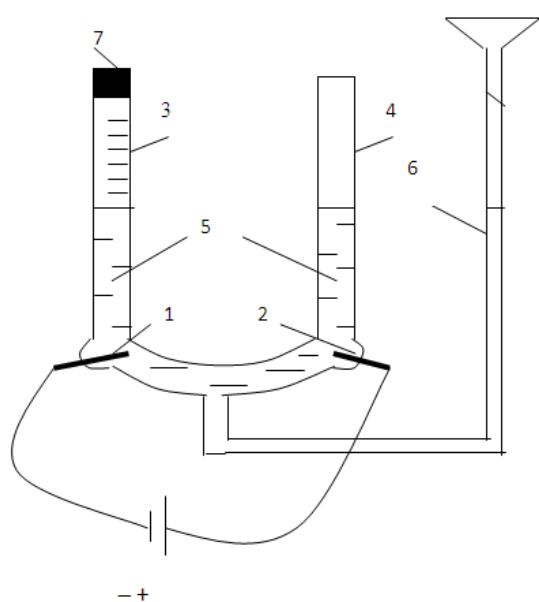


Рис.4. Схема прибора для электролиза водных растворов

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

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 уравнивательной 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.

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

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 б 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		$*T, K$	$*P_{\text{атм}},$ мм рт.ст	$**h,$ мм рт.ст.	τ, c	I, A	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:

$$V_0^{\text{экс}} = \frac{P \cdot T_0 \cdot V}{P_0 \cdot T},$$

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

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

$$V_0^{\text{теор}} = \frac{V_{\text{экв}}(\text{H}_2) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

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, %:

$$\delta = \frac{|V_0^{\text{теор}} - V_0^{\text{эксп}}|}{V_0^{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

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 графитовых 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.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие частицы могут разряжаться только на аноде, а какие только на катоде: K^+ , I^-

2. В какой последовательности будут разряжаться на катоде по мере повышения его потенциала следующие частицы: Ba^{2+} , F_2 ?

3. Сколько граммов серной кислоты образуется в электролизере при пропускании через водный раствор сульфата натрия 9650 Кл?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №14

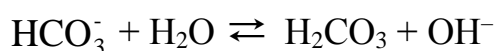
Жёсткость воды

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.

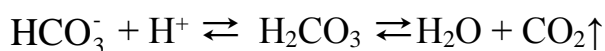
Порядок выполнения работы

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 НСl в бюретке, мл		Объём НСl, пошедшей на титрование V_2 , мл	Среднее значение V_2 , мл	Концентрация НСl, C_{H_2} , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	100					
2	100					

По закону эквивалентов:

$$V_1 \cdot c_{H_1} = V_2 \cdot c_{H_2}$$

где V_1 – объём водопроводной воды, мл;

c_{H_1} – нормальная концентрация гидрокарбонатов в воде, моль/л;

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

c_{H_2} – нормальная концентрация HCl, моль/л.

Концентрация гидрокарбонатов в воде:

$$c_{H_1} = \frac{V_2 \cdot c_{H_2}}{V_1}$$

Карбонатная жёсткость воды $J_1 = c_{H_1} \cdot 10^3$, ммоль/л.

Опыт 2. Определение общей жёсткости воды

Общую жёсткость определяют титрованием раствором трилона Б – динатриевой соли этилендиаминатетрауксусной 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, пошедшего на титрование V_2 , мл	Среднее значение V_2 , мл	Концентрация трилона Б, c_{H_2} , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	50					
2	50					

Обработку результатов проведите по формуле:

$$V_1 \cdot c_{H_1} = V_2 \cdot c_{H_2},$$

где V_1 – объём водопроводной воды, мл;

c_{H_1} – общая концентрация солей в воде, моль/л;

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

c_{H_2} – нормальная концентрация трилона Б, моль/л.

Общая концентрация солей в воде:

$$c_{H_1} = \frac{V_2 \cdot c_{H_2}}{V_1}$$

Общая жёсткость воды $J_2 = c_{H_1} \cdot 10^3$, 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.

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.

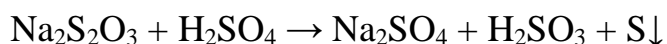
4. В первый и второй фильтраты добавьте по 1-2 капли раствора йода. Что происходит? Объясните наблюдаемое явление. В какой пробирке находится золь? Каким способом он получен?

Опыт 2. Конденсационный метод получения золей.

Устойчивость коллоидных систем

1. В одну пробирку налейте из бюретки 1 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – 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 Δt_1 протекания реакции.

4. Повторите опыт, предварительно добавив в пробирку с тиосульфатом 5 капель раствора поверхностно-активного вещества (ПАВ). Слейте оба раствора, определите время Δt_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?

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Напишите возможные формулы мицелл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, образующегося при гидролизе соли FeCl_3 , если в растворе присутствуют ионы Fe^{3+} , FeO^+ , H^+ , Cl^- .

2. При длительном стоянии сероводородной воды в результате окисления H_2S кислородом воздуха образуется сера в коллоидном состоянии. Напишите формулу мицеллы золя серы и определите знак заряда ее частиц. Каким методом получен золь?

3. Золь диоксида олова SnO_2 образовался в результате действия небольшого количества соляной кислоты HCl на станнат калия K_2SnO_3 . Напишите формулу мицеллы золя.

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 одну пробирку добавьте 1 мл тиосульфата и 5 капель ПАВ, в другую – 1 мл серной кислоты.

2. Слейте оба раствора, определите время Δt_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 Δt_2 до появления осадка.

5. Сравните время Δt_1 и Δt_2 протекания реакций.

6. Объясните наблюдаемое явление, исходя из принципа Ле-Шателье. Как изменяется 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 объёмы 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 ₂ SO ₄	142	0,2				
K ₃ [Fe(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 Fe(OH)₃.

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Явная коагуляция золя BaSO_4 , полученного смешением растворов BaCl_2 и K_2SO_4 , наблюдается при добавлении растворов электролитов с минимальной концентрацией, моль/л: KCl (0,050), MgCl_2 (0,032), Na_2SO_4 (0,055), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,018). Изобразите структуру мицеллы данного золя.

2. Напишите схему мицеллы золя $\text{Cu}(\text{OH})_2$, если стабилизатором является сульфат меди(II). Какой электролит будет обладать наибольшей коагулирующей способностью для данного золя: NaCl , K_2SO_4 , CrCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 ? Дайте мотивированный ответ.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №17

Концентрация растворов

Необходимые приборы и реактивы: набор ареометров, мерные цилиндры, коническая колба, технохимические 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.

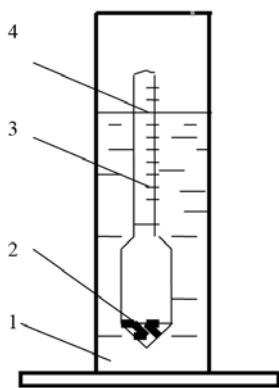


Рис.1. Определение плотности жидкости ареометром:

1 – изучаемая жидкость; 2 – балласт; 3 – шкала плотности; 4 – уровень жидкости и деление шкалы, соответствующее ее плотности

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 объема 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 раствора бихромата калия с заданной концентрацией

1. Получите у преподавателя задание:

№ п/п	Концентрация раствора, $C_{\text{табл}}$, %	Объём раствора, мл
1	1,0	50
2	2,0	50
3	3,0	50
4	4,0	50
5	5,0	50
6	6,0	50
7	8,0	50
8	10,0	50

2. По таблице в приложении 6 определите плотность $\rho_{\text{табл}}$ раствора заданной концентрации.

3. Рассчитайте массу бихромата калия и воды, необходимых для приготовления раствора.

4. На лабораторных весах взвесьте бихромат калия с точностью до 0,02 г, поместив соль на часовое стекло.

5. Отмерьте мерным цилиндром нужный объем дистиллированной воды.

6. Навеску соли осторожно пересыпьте в стакан, обмойте стекло частью воды из цилиндра, остальную воду вылейте в стакан.

7. Перемешайте смесь до полного растворения кристаллов соли.

8. Определите плотность $\rho_{\text{экс}}$ раствора ареометром. Если найденное значение отличается от $\rho_{\text{табл}}$, объясните причину расхождения.

9. Рассчитайте молярность, нормальность и моляльность полученного раствора.

10. Результаты опыта занесите в таблицу.

Таблица 2

Масса, г		Плотность раствора, г/см ³		Концентрация приготовленного раствора			
соли	воды	$\rho_{\text{табл}}$	$\rho_{\text{экс}}$	процентная %	молярная моль/л	нормальная моль/л	моляльная моль/кг

Опыт 3. Приготовление раствора NaCl с заданной концентрацией из более концентрированного раствора

1. Получите у преподавателя задание:

№	Концентрация раствора $C_{\text{разб}}$, %	Объем раствора, V , мл
1	4,0	50
2	6,0	50
3	10,0	50
4	14,0	50
5	20,0	50

2. Налейте в цилиндр концентрированный раствор соли и определите его плотность $\rho_{\text{конц}}$ ареометром.

3. По таблице (приложение б) вычислите процентную концентрацию $C_{\text{конц}}$ исходного раствора.

4. Найдите в таблице значение плотности $\rho_{\text{разб}}$ раствора, соответствующее заданной концентрации $C_{\text{разб}}$.

5. Рассчитайте объём $V_{\text{конц}}$ концентрированного раствора соли, необходимого для приготовления раствора заданной концентрации.

6. Налейте в мерный цилиндр необходимое количество концентрированного раствора и доведите дистиллированной водой до нужного объёма V .

7. Тщательно перемешайте приготовленный раствор (перелейте из цилиндра в цилиндр) и измерьте ареометром его плотность. Если найденное значение плотности раствора отличается от рассчитанного по таблице $\rho_{\text{разб}}$, объясните причину расхождения.

8. Рассчитайте молярную, нормальную и моляльную концентрации полученного раствора.

9. Результаты занесите в таблицу.

Таблица 3

Плотность раствора, г/см ³		Концентрация раствора, %		Объём $V_{\text{конц}}$, мл	Концентрация полученного раствора		
$\rho_{\text{конц}}$	$\rho_{\text{разб}}$	$C_{\text{конц}}$	$C_{\text{разб}}$		молярная моль/л	нормальная моль/л	моляльная моль/кг

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Рассчитайте массу CaCl_2 , необходимую для приготовления 100 мл 2%-ного раствора соли плотностью 1,015 г/мл.

2. К 500 мл 28%-ного раствора аммиака плотностью 0,9 г/мл прибавили 1 л воды. Какова концентрация (в масс.%) и молярность аммиака в полученном растворе?

3. Какой объём воды нужно прибавить к 500 мл 40%-ной азотной кислоты плотностью 1,25 г/см³ для получения 10%-ной кислоты? Какова молярность полученного раствора?

4. Рассчитайте объём (н.у.) $\text{HCl}_{(\text{г})}$, который полностью поглощается 1 л воды с образованием 36%-ного раствора соляной кислоты.

5. Какой объём 0,5М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ требуется для реакции с 0,03 л 0,15М раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

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, °С									
	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	$1,0 \cdot 10^{-10}$
HCIO	$3,0 \cdot 10^{-8}$	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 + nē ⇌ red	φ°, В
Ag	$\text{AgCl} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22
	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
Al	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
	$\text{Au}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,90
Be	$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be} + 4\text{OH}^-$	-2,62
	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,85
Br	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,50
	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,09
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,59
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Cl	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,66
	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	+0,33
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,84
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33

Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,52
Fe	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (раствор щёлочи, pH>7)	-0,83
	$2\text{H}^+ (10^{-7} \text{ моль/л}) + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ (нейтральная среда, pH=7)	-0,41
	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ (кислая среда, pH=7)	0,00
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
I	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
K	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,18
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$ (раствор щёлочи, pH>7)	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,86
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1,12
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightleftharpoons \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,25
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00	

Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
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	Li ⁺ + $\bar{e} \rightleftharpoons$ Li	-3,045
K ⁺ /K	K ⁺ + $\bar{e} \rightleftharpoons$ K	-2,930
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ba	-2,905
Sr ²⁺ /Sr	Sr ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Sr	-2,888
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ca	-2,864
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + $\bar{e} \rightleftharpoons$ Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Mg	-2,363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Al	-1,663
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ti	-1,630
Nb ³⁺ /Nb	Nb ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Nb	-1,100
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Cr	-0,913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Cd	-0,403
Ti ³⁺ /Ti	Ti ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ti	-0,368
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ni	-0,250
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Mo	-0,200
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Pb	-0,130
2H⁺/H₂	2H⁺ + 2$\bar{e} \rightleftharpoons$ H₂	0,000
Sn ⁴⁺ /Sn	Sn ⁴⁺ + 4 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Sn	+0,130
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Bi	+0,125
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Cu	+0,340
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + $\bar{e} \rightleftharpoons$ Ag	+0,799
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Pd	+0,915
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2 $\bar{e} \rightleftharpoons$ Pt	+1,190
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3 $\bar{e} \rightleftharpoons$ 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																		
	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	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P
I ⁻	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
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	-
S ²⁻	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	-	P	P	H	-	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	M	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	-
SiO ₃ ²⁻	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	-	-	H	H	P	H	-	-
PO ₄ ³⁻	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

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						Kr 36 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						Xe 54 131,29 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						Rn 86 [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 Празеодим	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