

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Ильшат Ринатович Мухаметзянов

Должность: директор

Дата подписания: 13.07.2023 14:34:25

Уникальный идентификатор документа: 8ba80b84033c9ef196388e9ea0434f90a83a40954ba270e84bcb664f02d1d8d0

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Казанский национальный исследовательский
технический университет им. А.Н. Туполева-КАИ»
Чистопольский филиал «Восток»**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ
по дисциплине
ХИМИЯ

Индекс по учебному плану: **Б1.О.19**

Направление подготовки: **12.03.01 Приборостроение**

Квалификация: **Бакалавр**

Профиль подготовки: **Приборостроение**

Вид профессиональной деятельности: **проектно-конструкторская,
производственно-технологическая**

Рекомендовано УМК ЧФ КНИТУ-КАИ

Чистополь

2023 г.

Лабораторная работа № 1. Определение химического эквивалента.

В работе используется метод вытеснения водорода из кислот металлами. Эквивалент металла определяется с помощью прибора, состоящего из бюретки на 100 мл, к нижней части которого присоединена уравнивательная склянка, заполненная водой. К верхней части бюретки присоединяется сосуд Ландольта (двойная пробирка). В одно колено сосуда Ландольта поместите навеску металла (навеска должна быть не более 0,08 г в случае магния или 0,2 г в случае цинка), а в другое осторожно налейте соляной кислоты. Присоедините сосуд Ландольта к прибору и проверьте герметичность прибора. Для этого опустите уравнивательную склянку на 15-20 см. Если при этом уровень жидкости в бюретке опустится, а затем останется постоянным, то прибор герметичен, если же уровень продолжает опускаться – прибор не герметичен, измерения проводить нельзя, необходимо закрыть бюретку и сосуд плотнее, и снова проверить на герметичность.

Совместите уровень жидкости в бюретке и в уравнивательной склянке, чтобы давление в приборе было равно атмосферному, и запишите с точностью до 0,2 мл уровень воды в бюретке до начала опыта V_1 . Затем наклоняют сосуд Ландольта, чтобы кислота перелилась в колено с кусочком металла, и дают последнему полностью раствориться. После растворения металла выждите 5-7 минут, чтобы содержимое сосуда охладилось. Затем вновь совмещают уровень жидкости в бюретке и в уравнивательной склянке и отмечают конечный уровень воды V_2 .

Разность конечного и начального объемов – это объем выделившегося водорода $V(H_2)$. Водород собран в приборе над водой, поэтому его давление меньше атмосферного на величину парциального давления водяного пара (h), которое зависит от температуры опыта.

Давление водяного пара (h ; мм. рт. ст.) при различных температурах

К	T,	h	К	T,	h	К	T,	h
	283	9,21		289	13,63		295	19,83
	284	9,84		290	14,53		296	21,07
	285	10,54		291	15,48		297	22,38
	286	11,23		292	16,48		298	23,76
	287	11,99		293	17,54		299	25,21
	288	12,79		294	18,65		300	26,74

Следовательно, $P(H_2) = P_{\text{атм}} - h$

Далее нужно привести объем водорода к нормальным условиям ($P_0=760$ мм. рт. ст., $T_0=273$ К) по формуле:

$$V_0(H_2) = \frac{V(H_2) \cdot P(H_2) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

Так как при нормальных условиях 1 моль атомов водорода занимает объем 11,2 л/моль или 11200 мл/моль (эквивалентный объем), то эквивалентную массу металла можно найти по формуле:

$$\mathcal{E}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_0(H_2)}{11200 \text{ мл/моль}}$$

Полученное значение эквивалентной массы металла сравнить с теоретической величиной (найденной через его атомную массу) и вычислить относительную ошибку опыта:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{(\mathcal{E}_{\text{теор}} - \mathcal{E}_{\text{экс}})}{\mathcal{E}_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Лабораторная работа № 2. Основные классы химических соединений.

2.1. Получение и свойства амфотерных гидроксидов.

В отдельные пробирки налить растворы хорошо растворимых солей хрома(III), цинка. Прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования густых студенистых осадков. Разделить каждый осадок на 2 части, на одну часть подействовать избытком щелочи, а на другую - кислоты. Объяснить наблюдаемые явления и написать уравнения всех реакций.

2.2. Получение основной соли и гидроксида меди (II).

В две пробирки налить одинаковое количество раствора сульфата меди. В одну из них добавить столько же раствора гидроксида натрия, а в другую несколько капель и перемешать. Отметить различие цвета гидроксида меди и гидроксосульфата меди $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

Нагреть обе пробирки и отметить различное отношение осадков к нагреванию. К нагретому осадку гидроксосульфата меди добавить еще раствор гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнения всех реакций.

2.3. Получение нерастворимых карбонатов. Ионы марганца, кальция, кобальта, бария и железа (II) образуют с раствором Na_2CO_3 нерастворимые в воде карбонаты. К растворам солей, содержащих вышеуказанные ионы, прибавить такой же объем карбоната натрия. Составить уравнения реакций.

2.4. Относительная сила кислот.

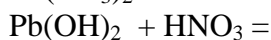
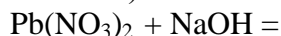
В одну пробирку налить около 3 мл. двумолярного раствора соляной кислоты, а в другую — столько же раствора уксусной кислоты той же концентрации. В каждую пробирку положить по кусочку цинка, пронаблюдать и объяснить различие в скоростях реакций.

Лабораторная работа № 3. Строение атома. Периодический закон и система Д. И. Менделеева. Свойства элементов.

3.1. Свойства p-элементов четвертой группы

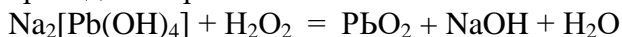
3.1.1. Составьте сокращенную электронную формулу углерода. Покажите распределение валентных электронов по атомным орбиталям в нормальном и возбужденном состоянии атомов. Какой тип гибридизации имеет место у углерода (IV)?

3.1.2. Получение гидроксида свинца (II) и его амфотерные свойства. Получите гидроксид свинца (II), используя растворы $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и щелочи. Покажите его амфотерный характер (разделите осадок на две части, на одну часть подействуйте избытком щелочи, а на другую - кислоты). Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:



тетрагидроксоплюмбит
натрия

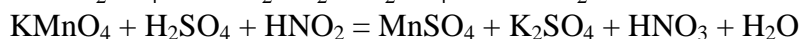
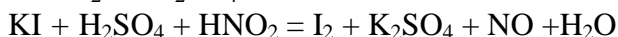
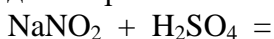
3.1.3. Восстановительные свойства свинца (II). К щелочному раствору тетрагидроксоплюмбита натрия $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$, полученному в предыдущем опыте, добавьте раствор пероксида водорода H_2O_2 и нагрейте. Наблюдайте образование коричневого осадка PbO_2 . Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и укажите переход электронов.



3.2. Свойства p-элементов пятой группы

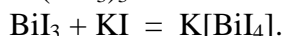
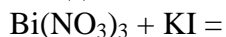
3.2.1. Составьте сокращенную электронную формулу р-элементов пятой группы. Покажите распределение валентных электронов по атомным орбиталям для атомов азота и фосфора. Укажите степени окисления атомов

3.2.2. Окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты. В одну пробирку налейте раствор иодида калия KI, а в другую раствор перманганата калия KMnO₄. В каждую пробирку добавьте разбавленной серной кислоты. Затем в обе пробирки добавьте раствор нитрита натрия — NaNO₂ до появления окрашивания в пробирке с раствором KI и обесцвечивания раствора в пробирке с раствором KMnO₄. Какой опыт иллюстрирует окислительные свойства азотистой кислоты, а какой — восстановительные? Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите переход электронов.



3.2.3. Основные свойства гидроксида висмута(III). Получите гидроксид висмута (III) используя растворы Bi(NO₃)₃ и NH₄OH. Убедитесь, что гидроксид висмута (III) растворяется в кислоте и не растворяется в растворе щелочи. Объясните, почему на гидроксид висмута (III) не действует щелочь. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

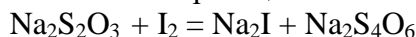
3.2.3. Получение BiI₃ и его свойства. К раствору соли висмута добавьте по каплям раствор KI до выпадения черного осадка BiI₃. Затем прилейте избыток KI до растворения осадка. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:



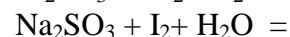
3.3. Свойства р-элементов шестой группы

3.3.1. Восстановительные свойства тиосульфата натрия.

В две пробирки налить раствор тиосульфата натрия - Na₂S₂O₃. В одну из них прибавить несколько капель йодной воды, во вторую — серной кислоты. Запишите уравнения выполненных реакций.



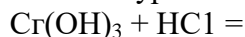
3.3.2. Свойства сульфита натрия. Подействуйте бромной и отдельно йодной водой на раствор сульфита натрия. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций и укажите переход электронов.



3.4. Свойства d-металлов шестой группы

3.4.1. Какие характерные степени окисления проявляет хром? Рассмотрите окислительно-восстановительные свойства соединений хрома с низшей, промежуточной и высшей степенью окисления.

3.4.2. Получение гидроксида хрома (III) и его амфотерность. Получите гидроксид хрома (III) Cr(OH)₃. Покажите амфотерный характер Cr(OH)₃ (разделите осадок на две части, на одну часть подействуйте избытком щелочи, а на другую - кислоты). Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:



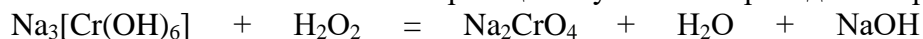
гексагидроксохромит

натрия

Полученный ярко-зеленый раствор гексагидроксохромита натрия сохраните для последующего опыта.

3.4.3. Восстановительные свойства хрома (III). К полученному в предыдущем опыте раствору Na₃[Cr(OH)₆] добавить раствор пероксида водорода — H₂O₂. Нагрейте

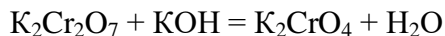
пробирку на водяной бане до перехода зеленого цвета раствора в желтый. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и укажите переход электронов.



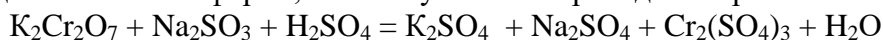
3.4.4. Переход хроматов в бихроматы и наоборот. К раствору хромата калия — K_2CrO_4 добавить раствор серной кислоты до перехода окраски раствора в оранжевый цвет. Составьте уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



К раствору бихромата калия - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавить раствор щелочи до превращения окраски из оранжевой в желтую. Составьте уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



3.4.5. Окислительные свойства хрома (VI). К раствору бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавьте раствор серной кислоты и кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски раствора от оранжевой до зеленой. Составьте уравнение реакции в сокращенной ионной форме, а также укажите переход электронов.

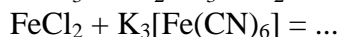
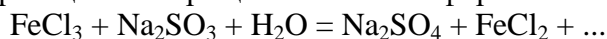


3.5. Свойства d-элементов восьмой группы.

3.5.1. Составьте сокращенную электронную формулу атомов Fe, Co, Ni. Покажите распределение валентных электронов по атомным орбиталям. Укажите наиболее характерные степени окисления этих элементов.

3.5.2. Получение гидроксидов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} их восстановительные свойства. К растворам солей Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} прилейте по каплям раствор NaOH до выпадения осадков гидроксидов. Нагрейте пробирки на водяной бане, до изменения цвета одного из осадков. Какой из гидроксидов не окисляется кислородом воздуха? Составьте уравнения выполненных реакций.

3.5.3. Окислительные свойства железа (III). В пробирку с раствором FeCl_3 внесите кристаллики Na_2SO_3 . Нагрейте на водяной бане до обесцвечивания раствора. Убедитесь в появлении ионов Fe^{2+} характерной реакцией с $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнения реакций в сокращенной ионной форме:

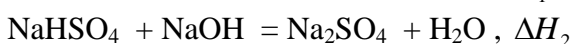
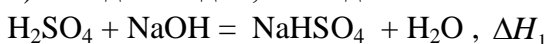


Лабораторная работа № 4. Тепловой эффект (энтальпия) реакции нейтрализации.

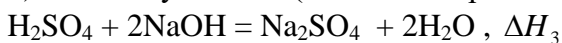
В этой работе экспериментально определяется тепловой эффект реакции нейтрализации серной кислоты, а затем на основании закона Гесса рассчитывается его значение и ошибка эксперимента.

Реакция нейтрализации серной кислоты основанием может осуществляться двумя путями:

1) в две стадии, последовательно:



2) В одну стадию (полная нейтрализация):



Согласно закона Гесса, $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$.

В сосуд Дьюара отмерьте мерным цилиндром 50 мл 1М раствора серной кислоты и опустите термометр так, чтобы его шарик погрузился в раствор, не касаясь дна сосуда. Запишите начальную температуру раствора – T_1 . Другим цилиндром отмерьте 25 мл 2М

раствора гидроксида натрия и быстро влейте щелочь в сосуд Дьюара. Осторожно перемешайте и отметьте максимальное повышение температуры – T_2 . Полученную разность температур ΔT_1 ($T_2 - T_1$) занесите в таблицу 2.

К раствору, полученному в сосуде Дьюара, добавьте еще 25 мл щелочи и вновь запишите наибольшую температуру. Разность температур ΔT_2 также занесите в таблицу 2.

Далее освободите сосуд Дьюара от оставшегося раствора, промойте и вновь отмерьте 50 мл 1М раствора серной кислоты. Запишите температуру кислоты и быстро влейте 50 мл 2М раствора гидроксида натрия. Зафиксируйте наибольшую температуру смеси и занесите в таблицу 2 ΔT_3 .

Рассчитайте значения Q_i по формуле:

$$Q_i = (\rho_i \cdot C_p \cdot V_i + m_i \cdot C_g) \cdot \Delta T_i,$$

где Q_i – количество выделившейся теплоты, i – номер опыта, ρ_i – плотность раствора, C_p – удельная теплоемкость каждого раствора, V_i – объем полученного раствора, m_i – масса колбы сосуда Дьюара, C_g – теплоемкость стекла (0,84 Дж/г К), ΔT_i – найденная разность температур. Далее рассчитайте тепловой эффект реакции:

$$\Delta H = - \frac{Q}{V(H_2SO_4) \cdot C(H_2SO_4)}$$

Таблица 2.

Последовательность проведения опыта	V, мл	ΔT , °С	ρ , г/см ³	C_p , Дж/г К	ΔH , кДж/моль
Первая стадия нейтрализации	$V_1 = 75$		$\rho_1 = 1,05$	$C_{p1} = 3,75$	
Вторая стадия нейтрализации	$V_2 = 100$		$\rho_2 = 1,06$	$C_{p2} = 3,67$	
Полная нейтрализация	$V_3 = 100$		$\rho_3 = 1,06$	$C_{p3} = 3,67$	

Рассчитайте теоретическое значение энтальпии полной нейтрализации кислоты:

$$\Delta H_{теор} = \Delta H_{обр} + \Delta H_{гидр}$$

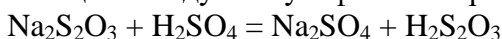
Для этого используйте справочные данные по стандартным энтальпиям образования ($\Delta H^0(Na_2SO_4) = -1384,5$ кДж/моль; $\Delta H^0(H_2SO_4) = -811,3$ кДж/моль; $\Delta H^0(NaOH) = -426,8$ кДж/моль; $\Delta H^0(H_2O) = -286$ кДж/моль) и энтальпиям гидратации ($\Delta H^0(Na_2SO_4) = -6,8$ кДж/моль; $\Delta H^0(H_2SO_4) = -72,7$ кДж/моль; $\Delta H^0(NaOH) = -43,3$ кДж/моль) и следствие закона Гесса. Используя полученные данные, рассчитайте ошибку опыта, отнеся ее к теоретическому значению энтальпии (для случая полной нейтрализации):

$$\% \text{ ошибки} = \frac{(\Delta H_{теор} - \Delta H_{эсп})}{\Delta H_{теор}} \cdot 100\%$$

Лабораторная работа № 5. Химическая кинетика.

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой идет в две стадии:





Первая стадия протекает очень быстро, а вторая – медленно, поэтому помутнение раствора из-за выделения серы характеризует общую скорость процесса.

Для работы используется раствор тиосульфата натрия с массовой долей 4% и раствор серной кислоты с массовой долей 2%.

Сначала следует ознакомиться с указанной реакцией качественно: к небольшому объему $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить равный объем H_2SO_4 и наблюдать появление мути. Посуду следует мыть сразу же по окончании наблюдений, иначе осадок серы прилипает к стенкам!

Для отмеривания небольших объемов растворов часто используют бюретки. Для правильного заполнения бюретки нужно сверху налить в нее раствор, затем заполнить раствором наконечник (нужно следить за тем, чтобы не было пузырьков воздуха). Довести объем раствора в бюретке до верхней метки: сначала раствор наливают выше метки (нулевое деление шкалы), а затем через наконечник осторожно выпустить лишний раствор в стакан. Раствор из бюретки ни в коем случае не выливать обратно в склянку с раствором. Перед отмериванием жидкости нужно внимательно посмотреть, какова цена деления на ее шкале. Уровень раствора в бюретке обычно наблюдают по нижнему мениску, причем глаз должен быть прямо против мениска жидкости, иначе будет ошибка в измерении объема.

Затем в 3 чистые пробирки налить из бюретки по 3 мл раствора серной кислоты. В трех других пробирках нужно приготовить растворы тиосульфата натрия разной концентрации (относительной). Для этого в первую пробирку налить из бюретки 9 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (относительная концентрация равна 3), во вторую 6 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3 мл воды (тоже из бюретки), относительная концентрация равна 2, поскольку раствор разбавлен водой. В третью пробирку взять 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 6 мл воды (относительная концентрация равна 1). Далее проводится количественный опыт: измеряется время (по часам с секундной стрелкой или секундомеру) от момента приливания раствора кислоты к раствору $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (после чего их быстро перемешивают) до момента появления мути.

Результаты опыта заносятся в таблицу:

Объем раствора H_2SO_4 , мл	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воды, мл	Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время до появления мути, с	Относительная скорость $V = 1/t, \text{c}^{-1}$
3	9 + 0	3		
3	6 + 3	2		
3	3 + 6	1		

Относительную скорость реакции как величину, обратную времени до появления мути, рассчитать в виде десятичной дроби с двумя значащими цифрами. Затем построить график зависимости скорости реакции от относительной концентрации тиосульфата натрия. Какой вид должна иметь эта зависимость?

2. Зависимость скорости реакции от температуры.

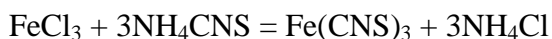
Налить в три пробирки по 6 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другие три пробирки по 6 мл серной кислоты. Прилить раствор кислоты к раствору тиосульфата, взяв по одной пробирке, и отметить время от момента сливания до момента появления мути как описано в предыдущей работе. Измерить комнатную температуру. Следующую

пару пробирок нагреть до температуры на 10 °С выше комнатной, для чего выдержать не менее 10 минут в стакане с водой при соответствующей температуре, а затем также определить время от сливания до помутнения. Третью пару пробирок нагреть до температуры на 20 °С выше комнатной и далее тоже определить время протекания реакции. Результаты занести в таблицу, где указать температуру, время до появления мути и относительную скорость реакции как величину, обратную времени (см. предыдущую работу). Постройте график зависимости относительной скорости реакции от температуры. Почему на этом графике линия не проходит через начало координат и не должна быть прямой?

Лабораторная работа № 6. Химическое равновесие.

1. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов.

При взаимодействии раствора хлорида железа (III) – FeCl₃ с роданидом аммония – NH₄CNS образуются растворимые вещества, и изменяется окраска растворов. Реакция обратимая:



Запишите в таблицу 1 цвета растворов всех веществ системы.

Таблица 1

Раствор	FeCl ₃	NH ₄ CNS	Fe(CNS) ₃	NH ₄ Cl
Окраска				

В химический стакан внесите 50 мл воды и по одной капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Разлейте полученный раствор в 4 пробирки по возможности равными частями. Первую пробирку оставьте для сравнения. Во вторую пробирку добавьте 1 каплю концентрированного раствора FeCl₃; в третью - 1 каплю раствора NH₄CNS; в четвертую – немного кристаллического NH₄Cl. Каждый раз после добавления реактива раствор в пробирке тщательно перемешайте. Результаты наблюдений внесите в таблицу 2 и укажите, в каком направлении сместилось равновесие при добавлении соответствующих реактивов.

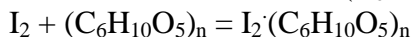
Таблица 2.

Пробирка №	Добавленный реактив	Окраска раствора	Направление смещения равновесия (влево или вправо)
1	-		-
2	FeCl ₃		
3	NH ₄ CNS		
4	NH ₄ Cl		

Составьте уравнение для константы равновесия изученной реакции.

2. Смещение химического равновесия при изменении температуры.

При взаимодействии крахмала – $(C_6H_{10}O_5)_n$ с йодом – I_2 образуется йодкрахмальный комплекс – $I_2 \cdot (C_6H_{10}O_5)_n$ синего цвета:



Поместите в пробирку 2-3 мл раствора крахмала и добавьте 2-3 капли раствора йода. Отметьте цвет образовавшегося раствора. Нагрейте полученный раствор, затем, охладив нагретую пробирку, опустите ее в холодную воду, продолжая наблюдать за окраской раствора. Сделайте вывод о наличии равновесия и его смещении при изменении температуры, а также о знаке ΔH .

Лабораторная работа № 7. Растворы.

1. Изменение окраски индикатора и оценка pH.

Для каждого индикатора подготовить 2 пробирки: одну с 0,01н. раствором HCl, другую – с 0,01н. раствором NaOH. Внести в каждую пробирку по две капли индикатора. Перемешать, записать цвет и оценку pH в таблицу.

Индикатор	Цвет	
	кислый раствор, pH<7	щелочной раствор, pH>7
Метиловый красный		
Метиловый оранжевый		
Фенолфталеин		
Лакмус		

2. Определение степени и константы диссоциации слабой кислоты.

Приготовить или получить у преподавателя раствор слабой кислоты. С помощью pH-метра определить pH полученного раствора.

Внимание! Работать на pH-метре осторожно во избежание поломки стеклянного электрода.

По найденной величине pH рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе кислоты, степень ее диссоциации в растворе данной концентрации. По закону разбавления Оствальда определить константу диссоциации и сравнить с литературными данными.

Примечание: если кислота многоосновная, то определяется константа диссоциации по первой ступени.

3. Осмос.

В пробирку или стаканчик налить раствор силиката натрия (примерно 15%, можно использовать разбавленный водой силикатный клей). В раствор бросить несколько кристаллов(2-3) из следующих хлоридов: меди (II), никеля (II), кобальта (II), железа (III), магния (вместо хлоридов можно использовать нитраты). На поверхности кристаллов образуется полупроницаемая пленка силиката соответствующего катиона. К чему приводит диффузия молекул воды через эту пленку можно наблюдать спустя некоторое время от начала опыта.

4. Получение пересыщенного раствора.

Наполнить пробирку на $\frac{1}{4}$ объема кристаллами $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, смочить их несколькими каплями воды, закрыть пробирку кусочком ваты и нагреть на водяной бане до полного растворения соли. Раствор осторожно охладить и затем бросить в него небольшой кристаллик той же соли. Что наблюдается и как изменяется температура раствора? Чем объясняется это явление?

Лабораторная работа № 8. Гидролиз солей.

1. Поместите в чистые пробирки 2-3 мл каждого из предложенных растворов солей, внесите по 2-3 капли индикатора. Результаты занесите в таблицу:

Формула соли	Какими основаниями и кислотами (сильными или слабыми) образована соль	Окраска индикаторов			Среда раствора
		фенолфталеин	Лакмус	метиловый оранжевый	
K_2CO_3					
$AlCl_3$					
$NaCl$					
CH_3COONH_4					

Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах. Пользуясь сокращенными ионными уравнениями, укажите, какие ионы влияют на изменение окраски индикатора

2. В две пробирки налейте одинаковое количество ацетата натрия - CH_3COONa и добавьте по 1-2 капли фенолфталеина. Одну из пробирок нагрейте до кипения. Напишите уравнение реакции гидролиза ацетата натрия и объясните различие окраски при нагревании.

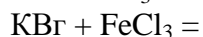
3. Определите при помощи индикатора (в качестве индикатора используйте фенолфталеин) pH растворов карбоната натрия и фосфата натрия. Затем наблюдайте изменение окраски индикатора при постепенном добавлении раствора кислоты. Напишите в молекулярной ионной формах уравнения гидролиза данных солей, объясните наблюдаемые явления.

4. Определите при помощи индикатора (в качестве индикатора используйте метиловый оранжевый) pH растворов сульфата алюминия и хлорида железа (III). Затем наблюдайте изменение окраски индикатора, и появление осадков при постепенном добавлении раствора щелочи. Напишите в молекулярной ионной формах уравнения гидролиза данных солей, объясните наблюдаемые явления.

Лабораторная работа № 9. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Направленность окислительно-восстановительных реакций.

К растворам KBr и KI прилейте раствор $FeCl_3$, запишите наблюдения за изменением цвета растворов, по оценке ЭДС реакции объясните возможность протекания реакции.

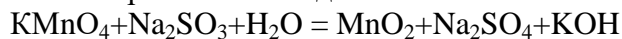


2. Влияние характера среды на протекание окислительно-восстановительной реакции:

а) К подкисленному серной кислотой H_2SO_4 раствору перманганата калия KMnO_4 добавьте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 :
 $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

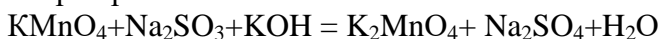
Запишите наблюдения над изменением цвета раствора. Ионно-электронным методом составьте уравнение. Правильность нахождения стехиометрических коэффициентов проверьте по кислороду.

б) Прodelайте эту же реакцию без подкисления. Обратите внимание на образование осадка:



Запишите наблюдения. Ионно-электронным методом составьте уравнение. Подберите коэффициенты и проверьте правильность записи по кислороду.

в) К сильно щелочному раствору сульфита натрия прибавьте раствор перманганата калия:

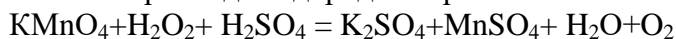


Запишите изменения цвета раствора. Ионно-электронным методом составьте уравнение. Подберите коэффициенты и проверьте правильность записи по кислороду.

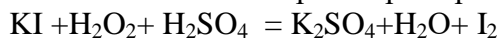
Запишите общий вывод из проделанных опытов.

3. Окислительно-восстановительная двойственность соединений, реакции самоокисления и самовосстановления, диспропорционирования.

а) К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте небольшой объем пероксида водорода. Обратите внимание на выделение газа:

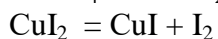
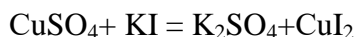


К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавьте небольшой объем раствора перекиси водорода:



В качестве какого реагента выступает перекись водорода в этих реакциях? Подберите коэффициенты ионно-электронным методом и проверьте правильность записи по кислороду.

б) К небольшому объему раствора сульфата меди добавьте раствор иодида калия:



Запишите наблюдения и подберите коэффициенты.