

**ГОСУДАРСТВЕННЫЙ КОМИТЕТ ПО ВЫСШЕМУ ОБРАЗОВАНИЮ
САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Кафедра неорганической химии**

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

**Издательство “Самарский университет”
1996**

Составители: доц. Сережкина Л.Б., доц. Бахметьева Л.М., доц. Лазарева Л.С., асс. Шевченко А.П.

Отв. редактор: профессор Сережкин В.Н.

© Сережкина Л.Б., Бахметьева Л.М., Лазарева Л.С., Шевченко А.П.,
составление, 1996.

Работа N1. ОЧИСТКА ВЕЩЕСТВ

1. Очистка дихромата калия перекристаллизацией

Рассчитать количество дихромата калия, необходимое для насыщения 50мл воды при 60⁰С, воспользовавшись следующей таблицей :

Растворимость (массовые доли, %) дихромата калия

Температура, ⁰ С	0	10	20	30	40
Растворимость	4.43	7.5	11.1	15.4	20.6
Температура, ⁰ С	50	60	80	100	
Растворимость	25.9	31.2	41.1	50.5	

Взвесить рассчитанное количество соли и растворить в 50 мл воды при нагревании, непрерывно перемешивая раствор стеклянной палочкой. Для отделения нерастворимых в воде примесей отфильтровать полученный раствор через складчатый фильтр с помощью воронки для горячего фильтрования. В процессе фильтрования необходимо следить, чтобы температура фильтруемого раствора была не ниже 60⁰С. Охладить фильтрат при непрерывном перемешивании до комнатной температуры. Выделившиеся кристаллы отфильтровать под уменьшенным давлением. Для фильтрования собирают установку, состоящую из фарфоровой воронки Бюхнера, предохранительной склянки Тищенко, помещенной между колбой Бунзена и водоструйным насосом. На дно воронки укладывают два кружка фильтровальной бумаги: нижний должен быть такого же размера, как дно воронки, диаметр верхнего больше первого на 0.5 см. Меньший фильтр помещают на дно воронки, смачивают небольшим количеством дистиллированной воды, и прибор присоединяют к насосу, чтобы фильтр плотно “присосался” ко дну воронки. Сверху кладут второй фильтр, края которого расправляют по стенкам воронки. В воронку по стеклянной палочке наливают раствор с осадком. Фильтрование можно считать законченным, если на конце воронки больше не появляются капли фильтрата. Прежде, чем закрыть кран водоструйного насоса, необходимо отсоединить колбу Бунзена. Перенести дихромат калия в предварительно взвешенную фарфоровую чашку и поставить на 30-40 минут в сушильный шкаф при 100⁰С. После охлаждения взвесить. Определить выход в процентах к исходной навеске.

2. Очистка жидкостей перегонкой

Собрать прибор для перегонки воды. Прибор для перегонки жидкостей под обыкновенным давлением состоит из трех основных частей: колбы Вюрца, холодильника и приемника для дистиллята. Колбу Вюрца выбирают таких размеров, чтобы подлежащая перегонке жидкость занимала не более $2/3$ объема колбы. Колбу снабжают термометром и присоединяют к холодильнику. Отводная трубка колбы должна входить в форштос холодильника не менее, чем на 4-5 см. При перегонке следует стремиться к тому, чтобы не было сильно бурлящего кипения, так как капли жидкости могут попасть в отводную трубку и загрязнить дистиллят.

Измерить плотность раствора сульфата меди ареометром и налить около 300 мл этого раствора в колбу Вюрца. Для создания равномерного кипения бросить в колбу несколько стеклянных капилляров, запаянных с одного конца. Колбу закрыть пробкой с термометром. Подключить холодильник к проточной холодной воде. Отверстие приемника закрыть ватой. Нагреть раствор до кипения и отогнать 100-150 мл воды. Отметить, при какой температуре раствор закипел. Измерить плотность отогнанной воды. Проверить, содержится ли в ней сульфат меди, с помощью качественной реакции на присутствие сульфат-ионов.

Работа N2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ АТОМНЫХ, МОЛЕКУЛЯРНЫХ И ЭКВИВАЛЕНТНЫХ МАСС

1. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)

По закону Авогадро, в одинаковых объемах любых газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул. Если имеются два различных газа с относительной молекулярной массой M_{r1} для первого и M_{r2} для второго, то масса газа в единице объема для каждого из них будет равна $N M_{r1}$ и $N M_{r2}$, где N - число молекул в единице объема. Отношение масс газов в этих объемах равно отношению относительной молекулярной массы первого газа к молекулярной массе второго:

$$\frac{N M_{r1}}{N M_{r2}} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$$

Сравнивая массы одинаковых объемов газа с неизвестной молекулярной массой (M_{r1}) и газа с известной молекулярной массой (M_{r2}), можно определить относительную плотность первого газа по второму: $D_2 = m_1/m_2$. Но т.к. $D_2 = M_{r1}/M_{r2}$, то $M_{r1} = D_2 * M_{r2}$.

Очень часто определяют плотность газов по водороду (D_H) и по воздуху ($D_{\text{возд.}}$). Учитывая, что $Mg(H_2) = 2$ и $Mg(\text{возд.}) = 29$ (средняя молекулярная масса), молекулярная масса газа определяется по формулам:

$$Mg = 2D_H; \quad Mg = 29D_{\text{возд.}}$$

Взять чистую сухую колбу. Подобрать к ней пробку и отметить уровень, до которого входит пробка в горло колбы (с помощью резинового кольца или карандаша по стеклу). Взвесить колбу с пробкой с точностью до 0,01 г. на технических весах. Данные записать. Наполнить колбу оксидом углерода (IV), опустив газоотводную трубку до дна колбы. Закрыть колбу пробкой (пробка должна входить на ту же глубину) и снова взвесить. Чтобы быть уверенным в том, что воздух из колбы полностью вытеснен и она целиком наполнена оксидом углерода (IV), надо, взвесив колбу, еще раз на несколько минут опустить в нее газоотводную трубку, пропустить газ и вновь взвесить колбу. Эту операцию необходимо повторять до получения постоянной массы колбы. Величину массы колбы с оксидом углерода (IV) записать.

Определить объем колбы, наполнив ее водой до метки, измерить затем объем воды мерным цилиндром и записать результат. Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра во время опыта. Результаты всех измерений записать в следующую таблицу:

Масса колбы (с пробкой) с воздухом	m_1 , г
Масса колбы (с пробкой) с оксидом углерода (IV)	m_2 , г
Объем колбы	V , мл
Температура	t , °C
Давление	p , кПа

Рассчитать массу воздуха в колбе (m_3) в условиях эксперимента по уравнению Клапейрона-Менделеева, учитывая, что средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

Определить массу оксида углерода (IV) в объеме колбы:

$$m(CO_2) = m_2 - (m_1 - m_3).$$

Вычислить плотность оксида углерода (IV) по воздуху:

$$D_{\text{возд.}} = m(CO_2)/m_3.$$

Рассчитать относительную молярную массу оксида углерода (IV):

$$Mg = 29D_{\text{возд.}}$$

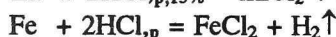
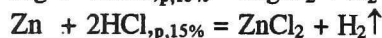
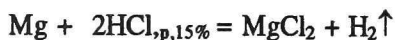
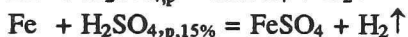
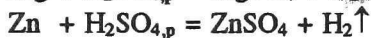
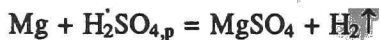
Вычислить относительную ошибку в %:

отн. ошибка, % = $(M_{г_{теор}} - M_{г}) / M_{г_{теор}} \cdot 100\%$.

Аналогичным методом можно определить молекулярную массу газообразного кислорода.

2. Определение эквивалентных масс металлов по методу Канныцаро

Для определения эквивалентной массы металла можно воспользоваться следующими реакциями



Эквивалентная масса металла равна массе металла, вытесняющей 11,2 л водорода (эквивалентный объем водорода при давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па и температуре 273K - н.у.).

Для проведения эксперимента необходимо собрать прибор, состоящий из бюретки емкостью 50 мл, соединенной посредством резиновых трубок с воронкой и пробиркой. Бюретку и пробирку укрепить в штативе и плотно закрыть пробками, через которые проходят стеклянные трубки.

Перед началом опыта проверить прибор на герметичность. Для этого в бюретку налить воду, которая заполнит также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закрыть пробкой, соединить с пробиркой и заметить уровень воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместить воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если же уровень воды будет понижаться постоянно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

Взвесить кусочек металла около 0,3г. Налить в реакционную пробирку через воронку с удлиненным концом разбавленной (1:5) серной кислоты (около одной трети пробирки). Стенки пробирки должны быть сухими. Наклонно закрепить пробирку в штативе и положить на край пробирки взвешенный кусочек металла.

Привести воздух в приборе к атмосферному давлению, установив воду в бюретке и воронке на одном уровне (желательно на 0). Точно заметить

установленный в бюретке уровень (записать). Затем поворотом лапки зажима сбросить металл в кислоту.

По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания ~~комнатного~~ термометра и барометра во время опыта.

Результаты измерения записать в ~~следующую~~ таблицу.

Навеска металла	- г
Объем вытесненного водорода при условиях опыта	- мл
Температура опыта, t	- °C
Атмосферное давление	- мм рт. ст.
Давление насыщ. пара h	- мм рт. ст.

Объем выделившегося водорода необходимо привести к нормальным условиям. При этом нужно учесть, что водород, собранный над водой, содержит водяной пар и что давление газа в бюретке складывается из парциальных давлений водорода и водяного пара. Приведение к нормальным условиям производится на основании уравнения состояния идеального газа, объединяющего законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} = r \text{ (уравнение Клапейрона),}$$

где P_0 - нормальное давление, равное 760 мм рт. ст.; V_0 - объем газа при н.у., выраженный в мл; T_0 - 273K; P - парциальное давление сухого водорода, равное измеренному атмосферному давлению минус парциальное давление водяных паров при температуре опыта; V - объем газа в условиях опыта; T - температура опыта по абсолютной шкале температур (K); r - величина, постоянная для одной и той же массы газа, зависящая от природы газа. Но для молярного объема газа

$$\frac{PV}{T} = R - \text{величина постоянная, не зависящая от природы газа.}$$

Таким образом, объем водорода при н.у. определяется по уравнению

$$V_0 = \frac{V(p - h) \cdot 273}{(273 + t) \cdot 760}$$

Вычислить эквивалентную массу металла $m_{\text{Э}} = \frac{11200 \cdot M_r}{V_0}$,

где M_r - молярная масса металла.

Давление водяного пара в мм рт.ст. при разных температурах, °C

Температура	Давление	Температура	Давление	Температура	Давление
1	4,93	11	9,84	21	18,65
2	5,29	12	10,52	22	19,63
3	5,68	13	11,23	23	21,07
4	6,1	14	11,99	24	22,38
5	6,54	15	12,79	25	23,76
6	7,01	16	13,63	26	25,21
7	7,51	17	14,53	27	26,74
8	8,05	18	15,48	28	28,35
9	8,61	19	16,48	29	30,04
10	9,21	20	17,54	30	31,82

3. Определение эквивалента сложного вещества методом титрования

В основе метода титрования лежит реакция взаимодействия кислоты со щелочью - реакция нейтрализации, проводимая в растворах. Поэтому, прежде чем приступить к задаче по определению эквивалента кислоты, необходимо выполнить опыты по определению концентраций растворенных в воде кислот и оснований.

Опыт 1. Приготовление растворов кислоты и щелочи.

Задача состоит в приготовлении 100 мл приблизительно 0,1 н растворов H_2SO_4 и NaOH .

Исходя из 96% H_2SO_4 (плотность 1,84), необходимо предварительно рассчитать, какое количество концентрированной серной кислоты надо взять, чтобы при растворении в 100 мл получился 0,1 н раствор.

В чистую мерную колбочку на 100 мл налейте небольшое количество дистиллированной воды и вылейте в нее отмеренный с помощью пипетки с точностью до десятых долей мл рассчитанный вами объем концентрированной серной кислоты. При отборе кислоты пользоваться резиновой гру-

пей. После этого мерную колбочку долейте водой до метки. (Около метки воду приливайте по каплям с помощью пипетки, наблюдение уровня жидкости проводить по нижнему мениску). Затем колбочку закройте плотно пробкой и раствор тщательно перемешайте, чтобы концентрация его была одинаковой во всем объеме.

Раствор щелочи приготовьте исходя из твердого гидроксида натрия, который нужно отвесить в стаканчике на тонометрических весах с точностью до 0,1 г. Растворение гидроксида натрия проводить сначала в стаканчике в небольшом количестве воды, потом перелить раствор во вторую мерную колбочку на 100 мл, сполоснув стаканчик 2-3 раза водой и сливая раствор в мерную колбу. Долейте колбочку водой до метки и размешайте, как и в случае с серной кислотой.

Полученные растворы не точно 0,1 н, а приблизительно, поэтому необходимо установить точную концентрацию приготовленных растворов.

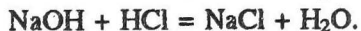
Опыт 2. Точное установление концентрации приготовленного раствора гидроксида натрия при помощи титрования раствором HCl.

Небольшим количеством приготовленного раствора NaOH сполосните бюретку для удаления воды с ее стенок. Укрепите бюретку зажимом в штативе и заполните ее через воронку раствором NaOH до нулевой отметки (по нижнему мениску).

Пипеткой налейте в три конические колбочки по 10 мл 0,1М раствора соляной кислоты. В каждую из конических колбочек добавьте по 2-3 капли индикатора - фенолфталеина, который в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет, а в кислой среде остается бесцветным.

Титрование проводите следующим образом: под бюреткой поставьте на белый лист бумаги коническую колбочку таким образом, чтобы носик бюретки находился внутри колбочки над жидкостью. Раствор из бюретки надо прикапывать медленно правой рукой, а левой размешивать содержимое колбочки.

Постепенно щелочь нейтрализует кислоту по реакции:



Когда произойдет полная нейтрализация, одна капля щелочного раствора вызовет появление розовой окраски. Титрование считается законченным, когда розовая окраска при помешивании раствора не исчезает в течение 30 сек. После этого отсчитайте по бюретке объем щелочи, пошедшей на нейтрализацию раствора титруемой вами кислоты.

Титрование проведите три раза, каждый раз начиная от нулевой метки. Объемы израсходованной щелочи не должны отличаться более, чем на 0,2 мл. Из полученных результатов возьмите среднее значение. Для расчета нормальной концентрации используйте следующую формулу:

$$N_{\text{осн}} = (N_{\text{кисл}} \cdot V_{\text{кисл}}) / V_{\text{осн}}$$

Рассчитайте титр полученного раствора щелочи.

Опыт 3. Точное установление концентрации приготовленного раствора серной кислоты.

Зная точную концентрацию раствора щелочи, можно определить точную концентрацию приготовленного вами раствора H_2SO_4 .

Для этого вымойте бюретку и, ополоснув ее вашим раствором щелочи, заполните ее им же до нулевой метки.

Стмерьте пипеткой по 10 мл приготовленного раствора серной кислоты в три чистые конические колбочки и добавьте по 2-3 капли фенолфталейна.

Протитруйте эти растворы протитрованным ранее раствором щелочи по аналогичной методике, используя в качестве индикатора фенолфталеин. Расчет концентрации серной кислоты проведите по формуле

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

Рассчитайте титр кислоты.

Опыт 4. Контрольная задача. Определение эквивалента неизвестной кислоты (щелочи).

Исследуемый раствор берется у лаборанта в чистую мерную колбочку на 100 мл. Содержимое мерной колбочки (определенное количество раствора неизвестной кислоты или щелочи) осторожно долейте до метки водой и перемешайте. Проведите титрование, как это описано в опытах 2 или 3. Рассчитайте нормальность полученного раствора кислоты (щелочи). Зная количество кислоты (щелочи), содержащейся в колбочке на 100 мл, рассчитайте титр раствора и затем эквивалентную массу кислоты (щелочи).

Работа N3. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей

а) В пробирку налить раствор иодида калия и по каплям прибавить бромную воду. Что наблюдается? Что происходит при добавлении избыточного количества бромной воды?

• б) К 1-2 мл бромной воды прибавить небольшое количество органического растворителя (хлороформа или др.). Перемешать смесь стеклянной палочкой и отметить окраску. Прилить к смеси 1-2 мл раствора сульфида натрия. Что произошло?

в) Налить в пробирку с 1-2 мл 1М раствора серной или соляной кислоты и опустить несколько кусочков чистого железа. Какой газ выделяется?

г) Кусочек металлического цинка поместить в раствор сульфата меди. Что изменилось?

д) В две пробирки положить по кусочку олова и меди, затем добавить 1-2 мл 1М азотной кислоты. Отметить происходящее в пробирках, нагреть. Какие изменения наблюдаются? Прodelать те же опыты с концентрированной азотной кислотой. Сравнить поведение металлов.

2. Сложные ионы и молекулы

в качестве окислителей и восстановителей

а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора ацетата или нитрата свинца(II) и добавить сухой белильной извести CaOCl_2 , нагреть содержимое. Отметить образование осадка и его цвет.

• б) Поместить в пробирку немного порошка дихромата калия и прибавить немного концентрированного раствора соляной кислоты. Наблюдать происходящее на белом экране.

в) К 1 мл раствора нитрата ртути(II) прибавить 2 мл раствора хлорида олова(II). Объяснить выпадение осадка и его быстрое потемнение.

г) Насыпать в пробирку небольшое количество оксида марганца(IV) и добавить раствор соли Мора, подкисленный серной кислотой. Нагреть раствор, постоянно перемешивая содержимое. Что происходит?

3. Влияние среды на окислительно-восстановительный процесс

В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия. В первую добавить 1 мл серной кислоты, во вторую - 1 мл концентрированного (50%) раствора гидроксида калия. Затем в каждую пробирку внести небольшое количество кристаллического сульфита натрия (калия) и тщательно размешать стеклянными палочками содержимое пробирок до полного растворения кристаллов. Написать и объяснить уравнения всех трех реакций.

4. Окислительно-восстановительные свойства элементов в зависимости от их степени окисления

а) К 1 мл сернистой кислоты прилить свежеприготовленную сероводородную воду. Указать окислитель и восстановитель в данном процессе, составить уравнение реакции.

б) В пробирку поместить 1-2 мл раствора иодида калия (KI), подкисленного серной кислотой и добавить по каплям раствор иодата калия (KIO_3). Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

5. Окислительно-восстановительная двойственность элементов, находящихся в промежуточной степени окисления.

а) В две пробирки налить по 1-2 мл: в одну свежеприготовленную сероводородную воду, в другую - иодную воду. В обе пробирки добавить сернистую кислоту. Отметить происходящие изменения в растворах и оформить их в виде окислительно-восстановительных реакций.

б) Налить в одну пробирку раствор иодида калия, в другую - раствор перманганата калия. Подкислить оба раствора 1М раствором серной кислоты. Прилить к содержимому обеих пробирок раствор нитрита калия (натрия). Описать окислительно-восстановительные процессы. Какую функцию (окислителя или восстановителя) играет нитрит-ион в каждом случае?

6. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы

а) В фарфоровую чашечку поместить горкой немного кристаллического дихромата аммония. С помощью стеклянной палочки или пипетки прилить 1-2 мл спирта. Нагреть чашку на пламени спиртовки до начала реакции. Что происходит? Атомы какого элемента являются окислителями? Восстановителями? Написать уравнение реакции.

б) Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата меди(II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$). Нагреть пробирку в пламени спиртовки. Как изменяется цвет соли? Какой газ выделяется? Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди. Написать уравнение реакции.

7. Реакции диспропорционирования

а) В две пробирки поместить немного кристаллов сульфита натрия. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую нагревать в течение 5-6 минут. Дать пробирке остыть. В обе пробирки налить по 0,5 мл воды, размешать стеклянной палочкой до растворения солей. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II). Отметить окраску осадков в обеих пробирках. Какая реакция протекает при прокаливании сульфита натрия, если учесть, что чёрный осадок представляет собой сульфид меди. Написать уравнение реакции.

б) Налить в пробирку 1мл раствора нитрита натрия (калия) и прилить равный объём 2М раствора серной кислоты. Что наблюдается? Атомы какого элемента меняют степень окисления? Указать продукты окисления и восстановления. Написать уравнение реакции.

в) Налить в пробирку 1мл иодной воды. Прибавить 2М раствор гидроксида калия (натрия). Перемешать раствор стеклянной палочкой. Что наблюдается? Объяснить происходящее и написать уравнение реакции.

Работа N4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Влияние различных факторов на скорость химических реакций

а) Укрепить в штативе пробирку с газоотводной трубкой, свободный конец которой опустить в кристаллизатор с водой. Другую пробирку заполнить водой, перевернуть вверх дном и опустить в кристаллизатор с водой. Пробирку с газоотводной трубкой заполнить на $\frac{2}{3}$ объёма 0,1 н раствором уксусной кислоты, затем внести 2-3 гранулы цинка. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой подвести под пробирку с водой. С помощью секундомера отметить время заполнения пробирки газом. Повторить опыт с 0,1 н раствором соляной кислоты. Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и дать объяснение.

б) Уравновесить с помощью весов на одинаковых листочках бумаги гранулу цинка и цинк в виде порошка. Наполнить пробирки на одну треть разбавленной соляной кислотой. Одновременно стряхнуть кусочек цинка в одну из пробирок, а цинковый порошок - в другую. Заметить время растворения цинка в обеих пробирках. Сравнить скорости. Написать уравнение реакции.

в) В три стаканчика налить 2%-ный раствор тиосульфата натрия: в первый - 5 мл, во второй - 10 мл и в третий - 15 мл. В первый стаканчик добавить 10 мл воды, во второй - 5 мл воды. В каждый стаканчик прилить по 5 мл 4%-ного раствора серной кислоты. За ходом реакции следить, измеряя время появления осадка серы (наблюдается помутнение раствора). Каждое измерение выполнить дважды и взять среднее значение. Полученные данные записать в таблицу.

№№ ста- кана	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем воды, мл	Общий объем раствора мл	Концент- рация раствора М	Вре- мя, сек. (τ)	Объем раствора H_2SO_4 , мл	V
1							
2							
3							

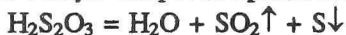
Построить график зависимости скорости реакции (V) от концентрации раствора ($V=1/\tau$).

Следует учесть, что взаимодействие между тиосульфатом натрия и кислотой носит сложный характер и осуществляется в две стадии.

Мгновенная ионная стадия:



Лимитирующая (медленно протекающая) стадия процесса, определяющая общую скорость процесса:



Налить в одну пробирку 2 мл 2%-ного раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую - 2 мл 4%-ного раствора серной кислоты. Быстро прилить раствор серной кислоты к раствору тиосульфата натрия. Отметить комнатную температуру и время (по секундомеру), прошедшее с момента приливания кислоты до появления мути. Повторить опыт при температуре на 10° выше комнатной. Для этого растворы до сливания нагреть на водя-

ной бане, поместив пробирки в стакан с горячей водой, нагретой до нужной температуры на плитке. Повторить опыт при температуре на 20° выше комнатной. Результаты опытов записать в таблицу.

№ опыта	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Общий объем раствора, мл	T, °C	Время, сек. (τ)	$V = \frac{1}{\tau}$
1	10	10	20			
2	10	10	20	+10		
3	10	10	20	+20		

Построить график зависимости скорости реакции от температуры.

2. Катализ и его влияние на скорость химических реакций

Налить в три пробирки по 1 мл индиго - кармина. В первую добавить немного оксида марганца (IV), во вторую - столько же оксида свинца (IV). Третья пробирка является контрольной. В каждую из трех пробирок прилить по 3 мл 30%-ного раствора пероксида водорода. Встряхнуть пробирки и отметить время, за которое обесцвечивается краситель. Сделать вывод о сравнительном каталитическом действии взятых катализаторов.

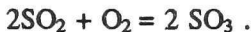
3. Химическое равновесие и его смещение

а) Налить в пробирку 2 мл раствора дихромата калия. Прибавить по каплям до изменения окраски концентрированный раствор гидроксида калия. К полученному раствору добавлять по каплям концентрированную серную кислоту. Как изменилась окраска раствора? Написать уравнения реакций и объяснить наблюдаемые явления.

б) Налить в четыре пробирки по 1-2 мл 0,001 М растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Перемешать растворы. В одну из пробирок добавить кристаллик хлорида железа (III), в другую - кристаллик роданида калия, в третью - несколько кристалликов хлорида калия. Четвертая пробирка контрольная. Растворы во всех пробирках перемешать, отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае и объяснить наблюдаемое на основании закона действия масс.

Контрольные вопросы

1. Сформулировать закон действия масс и написать его математическое выражение для реакции



2. Написать выражение для скорости прямой и обратной реакции каждого из следующих процессов: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$; $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

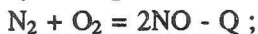
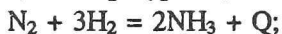
Вычислить, во сколько раз увеличится или уменьшится скорость реакции, если при неизменной температуре: а) уменьшить концентрацию вещества в 2 раза; б) увеличить давление в 3 раза?

3. Что такое катализ? Привести примеры гомогенного и гетерогенного катализа.

4. Что называется химическим равновесием? Что такое сдвиг (смещение) химического равновесия?

5. В какую сторону сместится химическое равновесие при изменении

а) температуры; б) давления в следующих реакциях:



6. Для реакции $\text{Si}_r + 2\text{H}_2\text{O}_r = \text{SiO}_{2r} + 2\text{H}_{2r}$ напишите выражение константы равновесия. Какое из приведенных ниже выражений является правильной записью константы равновесия данной реакции?

$$\text{а) } k = \frac{[\text{SiO}_2] \cdot [\text{H}_2]^2}{[\text{Si}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$\text{б) } k = \frac{[\text{H}_2]^2}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$\text{в) } k = \frac{[\text{H}_2]^2}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{г) } k = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2}$$

$$\text{д) } k = \frac{[\text{SiO}_2]}{[\text{Si}]}$$

Работа N5. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Соединения с комплексными катионами

Аммиакаты кобальта и никеля

К раствору соли никеля приливать по каплям концентрированный раствор аммиака до растворения образующейся сначала основной соли зеленого цвета. Написать уравнение реакции.

К раствору хлорида кобальта (II) прилить избыток раствора хлорида аммония и аммиака. Наблюдать образование розовато-красного раствора аммиаката кобальта (II). Написать уравнение реакции.

Какое координационное число проявляют кобальт и никель в полученных аммиакатах? К какому типу комплексов (низко- или высокоспиновых) они относятся? Какой тип гибридизации орбиталей осуществляется при образовании этих комплексов? Какой пространственной конфигурации это соответствует?

2. Соединения с комплексными анионами

Комплексные соединения ртути

К 1-2 мл раствора нитрата ртути (II) прилить раствор йодида калия до растворения образующегося вначале ярко-красного осадка йодида ртути (II). Написать уравнения реакций образования комплексной соли и диссоциации полученного соединения на ионы.

К незначительной части полученного раствора комплексной соли прилить несколько капель раствора нитрата серебра. Наблюдать образование ярко-желтого осадка тетрагидрогидраргирата (II) серебра. Написать уравнение реакции.

То же самое проделать с растворами $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Наблюдать образование комплексных соединений, обратить внимание на цвет осадков. Написать уравнения реакций.

3. Растворение малорастворимых веществ за счет комплексообразования

Растворение галогенидов серебра

Внести в три пробирки по 1мл 0.1н раствора нитрата серебра, прилить в первую раствор хлорида, во вторую - бромид, в третью - йодида натрия. Промыть выделившиеся осадки водой путем декантации и испытать действие на них концентрированного раствора аммиака и раствора тиосульфата натрия. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций. Объяснить, почему йодид серебра растворяется в тиосульфате натрия и не растворяется в растворе аммиака.

Растворение гидроксидов за счет образования гидросокомплексов

К раствору сульфата меди медленно приливать 2%-ный раствор гидроксида натрия до полного осаждения гидроксида меди. Осадок промыть путем декантации холодной дистиллированной водой. К осадку прилить

30%-ный раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Повторить опыт, заменив раствор сульфата меди раствором: а) сульфата алюминия; б) сульфата хрома (III). Написать уравнения реакций.

4. Окислительно-восстановительные реакции

с участием комплексных соединений

В две пробирки налить по 5-8 мл раствора желтой кровяной соли. В одну пробирку прилить хлорной воды и раствор прокипятить, другую пробирку оставить для сравнения. В обе пробирки бросить по кристаллику сульфата железа (II). Наблюдать, в какой пробирке появляется интенсивное синее окрашивание. Написать уравнение реакции окисления желтой кровяной соли в красную кровяную.

К раствору хлорида кобальта (II) в пробирке добавить раствор хлорида аммония и затем избыток раствора аммиака. К образовавшемуся раствору, содержащему розово-красный ион $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, прилить разбавленный раствор пероксида водорода и слабо подогреть. Наблюдать окрашивание раствора в желтый цвет вследствие образования ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Написать уравнение реакции.

5. Гидратная изомерия

Несколько кристалликов гексагидрата хлорида хрома (III) растворить в воде в присутствии 2-3 капель раствора SnCl_2 . Раствор нагреть. Наблюдать изменение окраски. Дать объяснение изменению цвета раствора. Написать уравнение реакции.

6. Синтез комплексных соединений

Сульфат гексаамминмеди (II)

Растворить 0,5 г мелкозернистого медного купороса в 12,5 мл 15%-ного раствора аммиака. К раствору медленно прилить 7,5 мл этилового спирта и оставить на несколько часов в холодном месте. Выпавшие кристаллы отфильтровать, промыть сначала смесью спирта с концентрированным раствором аммиака (1:1), а затем спиртом и эфиром; высушить при комнатной температуре. На какие ионы диссоциирует в растворе полученное вещество? Рассмотреть строение комплексного иона с точки зрения метода валентных связей.

Несколько кристаллов полученного соединения растворить в небольшом количестве воды. Раствор разлить в две пробирки, в одну из них добавить 1-2 мл раствора гидроксида натрия, в другую - сероводородной воды. Что наблюдается? Как можно объяснить различное действие раствора гидроксида натрия и сероводорода на раствор полученного комплекса?

Хлорид гексаамминникеля (II)

Растворить 2,5 г нитрата никеля в возможно малом объеме воды и добавить такое количество 25%-ного раствора аммиака, чтобы выпавший вначале осадок полностью растворился. Добавить насыщенный раствор хлорида алюминия и 2 н раствор аммиака до полного осаждения хлорида гексаамминникеля (II). Выпавший осадок тотчас же отфильтровать на воронке Бюхнера и промыть два раза раствором осадителя, затем концентрированным раствором аммиака, смесью спирта и концентрированного раствора аммиака (1:1) и, наконец, спиртом. Высушить при температуре не выше 100 °С. Доказать, что приготовленное вещество является комплексным соединением.

Хлорид хлоропентаамминкобальта (III)

К 5 г хлорида кобальта (II) прилить раствор, содержащий 10 г хлорида аммония в 30 мл концентрированного раствора аммиака. Затем постепенно, небольшими порциями, добавить 8 мл 30%-ного раствора пероксида водорода. Раствор хорошо перемешать и нейтрализовать концентрированной соляной кислотой, затем добавить ее избыток в количестве 3 мл, нагреть до кипения и охладить. Осадок отфильтровать, промыть водой, подкисленной соляной кислотой, затем спиртом и высушить. Полученный продукт представляет собой красные кристаллы, плохо растворимые в воде.

Контрольные вопросы

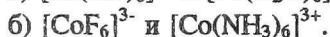
1. Назовите комплексные соединения:

$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_3(\text{CN})]\text{Br}_2$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$,
 $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$, $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_4]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{CNS})_3$.

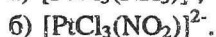
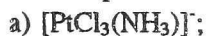
2. Для каких элементов Периодической системы Д.И. Менделеева характерно образование комплексных соединений?

3. Что называется константой нестойкости комплекса? Написать выражение для общей и ступенчатых констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]^{2+}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}$.

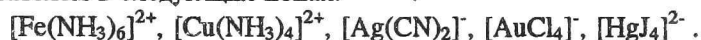
4. Рассмотрите электронное строение, магнитные свойства комплексных ионов:



5. Учитывая положение лигандов в ряду трансвлияния, определите, какой геометрический изомер получится при действии аммиака на:



6. Какой тип гибридизации осуществляется атомом - комплексообразователем в следующих ионах:



Работа №6. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

1.1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Для сравнения электропроводности растворов использовать прибор для определения электропроводности. Он состоит из угольных электродов, укрепленных на деревянной дощечке и соединенных последовательно с электрической лампочкой и сетью. Перед измерением электропроводности электроды необходимо поместить в исследуемый раствор и лишь затем вставить вилку в штепсель.

В четыре стакана емкостью 50 мл каждый налить по 20-30 мл 0,1 н растворов: в первый - соляной кислоты, во второй - гидроксида натрия, в третий - уксусной кислоты, в четвертый - раствора аммиака. Испытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания ~~вначале~~ отключить прибор, затем промыть электроды в стакане с дистиллированной водой. Во время опыта следить за накалом лампочки и по степени ее накала сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Последние два раствора (уксусной кислоты и аммиака) слить вместе и испытать электропроводность полученного раствора. Объяснить наблю-

даемое различие электропроводности данного раствора по сравнению с растворами уксусной кислоты и аммиака, взятыми отдельно.

1.2. Влияние на электролитическую диссоциацию разбавления растворов

В три стакана насыщать безводного хлорида меди (II). В первый стакан осторожно налить воды до образования насыщенного раствора изумрудно-зеленого цвета, обусловленного смешением двух цветов: голубого (ионы Cu^{2+}) и желтого (молекулы соли). Во второй стакан налить воды несколько больше, чем в первый - получается раствор зелено-голубого оттенка. В последний стакан внести столько воды, чтобы раствор приобрел равномерную голубую окраску, указывающую на присутствие большого числа ионов Cu^{2+} . Опустить электроды в стаканы. Каков характер электропроводности в различных растворах? Объяснить наблюдаемые явления.

1.3. Влияние на электролитическую диссоциацию природы растворителя

Приготовить по 50 мл 0,1 н водного и спиртового растворов гидроксида калия и измерить их электропроводность. Объяснить результаты опыта. Учесть, что диэлектрическая проницаемость воды равна 81, этилового спирта - 24,3.

2. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ИНДИКАТОРЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

2.1. Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Провести наблюдение окраски индикаторов в сильнокислой и сильнощелочной средах с тем, чтобы pH растворов заведомо не входил в интервал перехода рассматриваемых индикаторов.

В четыре пронумерованные пробирки внести по 1 мл 0,1 н раствора соляной кислоты; в другие четыре пробирки - такой же объем 0,1 н раствора гидроксида натрия. Добавить к растворам кислоты и щелочи в отдельности по 2 капли индикаторов: метилового оранжевого, метилового красного, лакмуса (4 капли), фенолфталеина.

Записать наблюдения по окраске кислотных и щелочных форм индикаторов в таблицу, в которой указаны интервалы pH областей перехода каждого индикатора и окраски его в этой области.

Основные характеристики индикаторов

Наименование индикатора	pH области перехода	Окраска индикатора		
		кислотной формы	в области перехода	щелочной формы
Метиловый оранжевый	3,1 - 4,4		Оранжевая	
Метиловый красный	4,4 - 6,2		Оранжевая	
Лакмус	5,0 - 8,0		Фиолетовая	
Фенолфталеин	8,0 - 10,0		Розовая	

Область перехода какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде? Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной?

2.2. Определение pH раствора

при помощи универсального индикатора

Универсальный индикатор - смесь нескольких индикаторов, изменяющих окраску раствора в широком интервале pH. Бумага, пропитанная и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. К пачке тонкой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая окраску индикаторной бумаги при различных величинах pH. Универсальные индикаторы применяются и в виде растворов. В этом случае предварительно готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них pH.

При определении pH раствора перенести 2-3 капли исследуемого раствора на индикаторную бумагу (с помощью стеклянной палочки). Сравнить окраску еще сырого пятна на бумаге с цветной шкалой и выбрать на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. В случае промежуточной окраски пятна можно ориентировочно определить pH с точностью до десятых долей. Определить pH 0,1n растворов соляной кислоты и гидроксида натрия (калия).

2.3. Определение pH на pH-метре

Наиболее точно определяется pH растворов с помощью pH-метров (с точностью $\pm 0,02$ pH). Существуют различные типы pH-метров. Но во всех случаях датчиком величины pH раствора является стеклянный электрод, электродный потенциал которого зависит от концентрации ионов водорода в растворе. В качестве электрода сравнения используется хлорсеребряный электрод.

С помощью преподавателя необходимо познакомиться с работой pH-метра конкретного типа и произвести измерения pH серии растворов. (Перед каждым погружением в раствор электрод необходимо тщательно промывать дистиллированной водой!)

а) Определить pH 0,005 М раствора гидроксида натрия или калия. Для измерения pH нужно налить в стаканчик для измерения объемом в 50 мл около 20 мл исследуемого раствора.

Вычислить активность ионов водорода и гидроксида. Сравнить экспериментальные результаты с данными теоретического расчета.

б) Определить pH 0,01 М раствора уксусной кислоты. На основании полученного значения pH рассчитать константу диссоциации уксусной кислоты. Сравнить полученное значение константы с данными, представленными в таблице констант диссоциации слабых электролитов.

в) Определить pH 0,01 М раствора аммиака. Вычислить активность ионов водорода и гидроксида. Показать, что аммиак обладает слабыми основными свойствами. Вычислить константу, характеризующую основные свойства аммиака, на основании экспериментального значения pH и сравнить полученное значение константы с табличными данными.

3. СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

а) В две пробирки налить по 1 мл 0,1 н раствора уксусной кислоты, а в две другие - по 1 мл 0,1 н раствора аммиака. В первые две пробирки прибавить по одной капле метилоранжа, в третью и четвертую - по капле фенолфталеина. Отметить окраску растворов. Затем в первую пробирку внести немного кристаллического ацетата натрия, а в третью - хлорида аммония. Изменилась ли интенсивность окраски индикаторов в первой и третьей пробирках по сравнению с интенсивностью их окраски во второй

и четвертой пробирках? Если изменилась, дать объяснение наблюдаемому явлению. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Определить pH 0,01 М раствора уксусной кислоты, содержащего 0,005 М ацетата натрия. Для этого в мерную колбочку на 100 мл, пользуясь пипеткой или бюреткой, налить 10 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты и 5 мл 0,1 М раствора ацетата натрия. Долить до метки дистиллированной воды. Определить pH с помощью pH-метра. Вычислить активность ионов водорода. Почему в опыте 2.36 с такой же концентрацией уксусной кислоты получена другая активность ионов водорода? Объяснить результат на основании принципа Ле Шателье. В какую сторону смещается ионное равновесие при прибавлении одноименного иона?

в) Определить pH 0,01 М раствора гидроксида аммония, содержащего 0,01 М хлорида аммония. Для приготовления этого раствора в мерную колбочку на 50 мл с помощью пипетки или бюретки налить по 5 мл 0,1 М раствора гидроксида аммония и хлорида аммония. Долить колбу до метки дистиллированной водой и перемешать. Определить pH с помощью pH-метра. Вычислить активность ионов водорода и гидроксида. Сравнить полученные результаты с результатами опыта 2.3в. Объяснить причину наблюдаемых различий.

г) Приготовить по 20 мл ацетатного и аммиачного буферных растворов. Для приготовления ацетатного буферного раствора налить в стакан по 10 мл 0,1 М растворов уксусной кислоты и ацетата натрия и перемешать их стеклянной палочкой.

✓ Аналогично приготовить аммонийный буферный раствор из растворов аммиака и хлорида аммония.

С помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH приготовленного раствора.

Сравнить экспериментальные значения буферных растворов с их расчетными величинами.

Взять две пробирки. В одну пробирку налить 1 мл воды, в другую - 1 мл ацетатного буферного раствора и с помощью универсальной индикаторной бумаги определить их pH. В каждую пробирку добавить по одной капле 0,1 М раствора соляной кислоты и опять определить pH растворов. Изменилась ли величина pH воды и ацетатного буферного раствора после прибавления к ним соляной кислоты?

Аналогичный опыт провести с водой и ацетатным буферным раствором, добавив в каждую пробирку вместо соляной кислоты по одной капле

0,1 М раствора гидроксида натрия. Сравнить pH воды и буферного раствора до и после добавления щелочи. Объяснить и проиллюстрировать уравнениями реакций действие буферных растворов.

4. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

4.1. Реакция среды в растворах различных солей

В шесть пробирок налить по 1мл нейтрального раствора лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью следующих солей: в первую - ацетата натрия; во вторую - хлорида или сульфата аммония; в третью - карбоната натрия; в четвертую - хлорида калия или натрия; в пятую - ацетата аммония или ацетата алюминия.

Растворы перемешать. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Полученные результаты представить в виде таблицы:

Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора ($pH < 7$; $pH = 7$; $pH > 7$)

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза. Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей различного типа.

4.2. Гидролиз кислых солей

а) Определить pH 1 н растворов дигидрофосфата натрия, гидрофосфата натрия и фосфата натрия с помощью pH-метра или универсальной индикаторной бумаги. Объяснить наблюдаемое. Подтвердить экспериментальные данные расчетом, учитывая особенности поведения в растворах кислых солей.

б) Аналогично исследовать 1 н растворы карбоната и гидрокарбоната натрия.

4.3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

Влияние на степень гидролиза соли силы кислоты и основания, образующих ее

а) Внести в одну пробирку один микрошпатель кристаллов сульфата натрия, в другую - столько же кристаллов карбоната натрия. Налить в пробирки по 2-3 мл воды. Добавить в каждую пробирку по одной капле фенолфталеина. В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? Степень гидролиза какой соли выше? Почему? Рассчитать константу гидролиза этих солей по первой ступени. Написать уравнения гидролиза в ионном и молекулярном виде.

б) Поместить в три пробирки по одному микрошпателью кристаллов хлорида (сульфата) алюминия, хлорида аммония, хлорида олова и заполнить пробирки приблизительно наполовину водой. Измерить значения водородного показателя с помощью универсального индикатора. В каком растворе концентрация гидроксо-ионов более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему? Сделать общий вывод о влиянии силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Влияние температуры на степень гидролиза соли

а) В четыре пробирки в отдельности поместить 2 мл 1 н растворов ацетата натрия, хлорида цинка, сульфата алюминия и воды. Прибавить по 3 капли универсального индикатора. Разделить содержимое пробирок с растворами солей на две. Затем один из растворов каждой пары нагреть почти до кипения, другой использовать в качестве раствора сравнения (контрольного). Как изменяется рН при нагревании растворов соли? Как влияет температура на глубину гидролиза?

б) Налить в пробирку 3 мл раствора сульфата алюминия и 5 мл ацетата натрия. Наблюдаются ли признаки химической реакции? Нагреть раствор до кипения. Что происходит? Написать уравнения реакций.

в) Налить в две пробирки 1 н хлорида железа (III). Одну пробирку оставить для сравнения. Раствор в другой пробирке прокипятить. Объяснить наблюдаемое изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли

Поместить в пробирку один микрошпатель кристаллического нитрата висмута или хлорида сурьмы (III) и налить 2-3 мл воды. Измерить pH с помощью универсальной индикаторной бумаги. Раствор разбавить в два раза и снова измерить pH Среды. Объяснить результаты опыта. Написать уравнение гидролиза.

4.4. Обратимый и необратимый гидролиз солей

а) Поместить в три пробирки немного кристаллов солей: в первую - хлорида железа (III), во вторую - хлорида олова (II), в третью - хлорида сурьмы (III). Налить в каждую пробирку по 1-2 мл воды. Растворы перемешать. Отметить признаки реакции. Добавить к полученным растворам по 1 мл концентрированной соляной кислоты. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций в ионной форме. Указать способы подавления гидролиза.

б) К раствору хлорида или сульфата алюминия прибавить по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в ионном и молекулярном виде.

Прodelать аналогичный опыт, взяв растворы хлорида или сульфата хрома (III) и сульфида натрия.

Протекают ли рассмотренные в опыте реакции гидролиза до конца либо являются обратимыми? Дать аргументированный ответ. Какие условия способствуют необратимому гидролизу? Возможно ли подавить его?

4.5. Определение констант и степени гидролиза солей измерением pH растворов

Определить степень и константу гидролиза хлорида цинка в растворе указанной преподавателем концентрации (1; 0,1; 0,01; 0,001 М). (Вместо указанной соли можно использовать раствор любой соли, подвергающейся гидролизу.) Для этого необходимо поместить 20 мл исследуемого раствора в стаканчик объемом 50 мл и определить pH с помощью pH-метра. Расчет степени гидролиза провести, учитывая только первую стадию гидролиза.

Используя данные всех студентов, выполнявших опыт с растворами других концентраций данной соли, сделать вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза. Сравнить экспериментальные значения $K_{гидр.}$ и степени гидролиза с вычисленными значениями.

Растворы солей различных концентраций приготовить из исходного наиболее концентрированного раствора с помощью мерных колб и пипеток. Например, чтобы изготовить 100 мл 0,1 М раствора из 1 М раствора соли, нужно отобрать с помощью пипетки 10 мл исходного раствора, перенести в мерную колбу объемом 100 мл и разбавить водой до метки. Аналогично можно приготовить 100 мл 0,01 М раствора из 0,1 М и т.д.

5. ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

5.1. Условие выпадения осадка

а) В две пробирки налить по 1 мл 1 н раствора сульфата марганца. В одну из них пропустить сероводород либо добавить свежеприготовленной сероводородной воды, в другую пробирку налить 1 мл 1 н сульфида аммония (натрия). Что наблюдается? Объяснить результаты опыта, проводя соответствующий расчет.

б) В две пробирки налить по 1 мл 1 н раствора хлорида магния. В одну из них добавить немного кристаллов хлорида аммония и, встряхивая, растворить их. Затем в каждую из пробирок прилить по 2 мл 2 н раствора аммиака. Что наблюдается? Как объяснить, почему осадок не выпадает в одной из пробирок?

в) В четыре сухие пробирки, точно отмерив, налить по 2 мл 1 М раствора сульфата цинка. К каждой порции прибавить воду и 2 н раствор соляной кислоты в количествах, указанных в таблице:

Добавляемые	№ пробирки			
компоненты раствора, мл	1	2	3	4
1 М раствор $ZnSO_4$	2	2	2	2
H_2O	2	1,5	1	-
2 н раствор HCl	-	0,5	1	2

Растворы перемешать и пропустить ток сероводорода до насыщения. В условиях насыщения достигается концентрация сероводорода, равная 0,1 моль/л. Во всех ли пробирках выпадает осадок сульфида цинка? Какова роль кислотности среды в этом процессе? Рассчитать концентрацию ио-

нов, образующих осадок, в момент сливания растворов и проверить возможность образования осадков в каждом случае. Совпадают ли результаты расчета с экспериментальными данными?

5.2. Условия растворимости осадков

а) В трех пробирках отдельно получить осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (2-3 капли каждого раствора).

Отметить цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавить по 3 капли концентрированного раствора аммиака. Перемешать содержимое пробирок. В каком случае осадок быстро растворяется? Осадок какого вещества практически не растворяется?

Написать уравнения реакций растворения осадков соответствующих галогенидов серебра, учитывая, что при растворении осадков образуется комплексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Написать выражение произведения растворимости галогенидов серебра, объяснить причину их растворимости в аммиаке. Почему отличается растворимость различных галогенидов в аммиаке?

б) В двух пробирках получить немного осадка оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония (калия или натрия). Добавить в одну пробирку 1-2 мл раствора соляной кислоты, в другую пробирку столько же 2 н раствора уксусной кислоты. Что наблюдается? Написать ионные уравнения протекающих реакций. Объяснить причину различной растворимости оксалата кальция в соляной и уксусной кислотах.

5.3. Сравнение растворимости малорастворимых электролитов

а) В шесть пробирок с помощью пипетки налить по 1 мл 0,1 н растворов солей меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III), свинца (II) и столько же 0,1 н раствора сульфида натрия. Отметить, во всех ли пробирках выделяются осадки, каков их цвет? Подтвердить результаты эксперимента расчетом. Используя значения произведения растворимости, определить, какое из полученных соединений наименее растворимо.

б) Взять две пробирки. В одну пробирку внести 1 мл раствора хлорида кальция, в другую - 1 мл раствора хлорида бария. Затем в каждую пробирку добавить 0,5 мл 1 н раствора серной кислоты. В обеих ли пробир-

ках выпал осадок? Объяснить наблюдение, пользуясь значениями произведения растворимости сульфата кальция и бария.

Добавить к пробирке с раствором хлорида кальция 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Что наблюдается? Дать объяснение.

в) Смешать 1 мл 1 н раствора нитрата свинца с 3 мл 1 н раствора хлорида натрия и после центрифугирования декантировать раствор с осадка хлорида свинца. Раствор разделить на 3 части. К одной прилить 2-3 капли 2 н соляной кислоты для проверки полноты осаждения хлорида свинца. При отрицательной пробе ко второй части раствора добавить 2-3 капли 1 н раствора сульфида аммония (натрия) и к третьей - столько же 1 н раствора сульфата аммония (или любого другого растворимого сульфата). Объяснить наблюдаемые явления, воспользовавшись значениями произведений растворимости и учитывая, что объем одной капли приблизительно равен 0,01 мл.

Содержание

Работа N1. Очистка веществ.....	3
1. Очистка дихромата калия перекристаллизацией.....	3
2. Очистка жидкостей перегонкой.....	4
Работа N2. Определение атомных, молекулярных и эквивалентных масс.....	4
1. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).....	4
2. Определение эквивалентных масс металлов по методу Канницаро.....	6
3. Определение эквивалента сложного вещества методом титрования.....	8
Работа N3. Окислительно-восстановительные реакции.....	11
1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей.....	11
2. Сложные ионы и молекулы в качестве окислителей и восстановителей.....	11
3. Влияние среды на окислительно-восстановительный процесс.....	12
4. Окислительно-восстановительные свойства элементов в зависимости от их степени окисления.....	12
5. Окислительно-восстановительная двойственность элементов, находящихся в промежуточной степени окисления.....	12
6. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы.....	12
7. Реакции диспропорционирования.....	13
Работа N4. Скорость химических реакций.	
Химическое равновесие.....	13
1. Влияние различных факторов на скорость химических реакций..	13
2. Катализ и его влияние на скорость химических реакций.....	15
3. Химическое равновесие и его смещение.....	15
Контрольные вопросы.....	16
Работа N5. Комплексные соединения.....	16
1. Соединения с комплексными катионами.....	16
2. Соединения с комплексными анионами.....	17
3. Растворение малорастворимых веществ за счет комплексобразования.....	17

4. Окислительно - восстановительные реакции с участием комплексных соединений.....	18
5. Гидратная изомерия.....	18
6. Синтез комплексных соединений.....	18
Контрольные вопросы.....	19
Работа №6 Химическое равновесие в растворах электролитов.....	20
1. Электролитическая диссоциация.....	20
1.1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов.....	20
1.2. Влияние на электролитическую диссоциацию разбавления растворов.....	21
1.3. Влияние на электролитическую диссоциацию природы растворителя.....	21
2. Водородный показатель. Индикаторы.	
Определение pH в водных растворах.....	21
2.1. Окраска некоторых индикаторов в различных средах.....	21
2.2. Определение pH раствора при помощи универсального индикатора.....	22
2.3. Определение pH на pH-метре.....	23
3. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.....	23
Буферные растворы.....	23
4. Гидролиз солей.....	25
4.1. Реакция среды в растворах различных солей.....	25
4.2. Гидролиз кислых солей.....	25
4.3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.....	26
4.4. Обратимый и необратимый гидролиз солей.....	27
4.5. Определение констант и степени гидролиза солей измерением pH растворов.....	27
5. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов.....	28
5.1. Условие выпадения осадка.....	28
5.2. Условия растворимости осадков.....	29
5.3. Сравнение растворимости малорастворимых электролитов.....	29