

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

ХИМИЯ

**Методические
указания
для лабораторных работ**

**Составители:
Г.Ю. Вострикова, В.И. Иванова**

Воронеж 2022

УДК 54(07)
ББК 24.1я7

Составители:
Вострикова Г.Ю., Иванова В.И.

Рецензенты:
кафедра технологии органических соединений, переработки полимеров и техноферной безопасности Воронежского государственного университета инженерных технологий; С.С. Никулин, профессор кафедры технологии органических соединений, переработки полимеров и техноферной безопасности Воронежского государственного университета инженерных технологий

Методические указания для лабораторных работ по химии: *Вострикова Г.Ю., Иванова В.И.*; Воронежский государственный технический ун-т. – Воронеж, 2022. – 31 с.

Методические указания для лабораторных работ по химии содержат восемь лабораторных работ. В каждой работе имеются рекомендации по выполнению и оформлению эксперимента, задания для самостоятельной работы.

Составлено в соответствии с ФГОС среднего профессионального образования для подготовки студентов всех специальностей, изучающих дисциплину «Химия».

Ил. 15. Табл. 8. Библиогр.: 5 назв.

УДК 54(07)
ББК 24.1я7

ISBN

© Вострикова Г.Ю., Иванова В.И.

© Воронежский государственный технический университет

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Техника безопасности работы в химической лаборатории	5
Лабораторная работа №1.....	6
Тема: Химия неорганических соединений	
Лабораторная работа №2.....	10
Тема: Свойства растворов электролитов	
Лабораторная работа №3.....	14
Тема: Приготовление растворов	
Лабораторная работа №4.....	18
Тема: Закономерности химических процессов	
Лабораторная работа №5.....	20
Тема: Окислительно-восстановительные реакции	
Лабораторная работа №6.....	22
Тема: Химическая активность металлов	
Лабораторная работа №7.....	24
Тема: Коррозия и защита металлов	
Лабораторная работа №8.....	26
Тема: Качественный анализ определения ионов	
Заключение.....	29
Библиографический список.....	30

ВЕДЕНИЕ

Выполнение лабораторных работ является обязательной частью учебного плана, т.к. химия как наука во многом основана на экспериментальных исследованиях. Кроме того, лабораторные работы подтверждают практическую значимость основных теоретических положений химии.

С помощью методических указаний для лабораторных работ по химии студентам предоставляется уникальная возможность погрузиться в атмосферу самостоятельного выполнения экспериментальных работ, научиться находить в полученных данных подтверждение теоретическим закономерностям, развить способность логического мышления, вооружиться знаниями, необходимыми для их практической деятельности.

Содержание методических указаний для лабораторных работ по химии соответствует федеральным государственным образовательным стандартам подготовки всех специальностей среднего профессионального образования, обучающихся в Воронежском государственном техническом университете и изучающих дисциплину «Химия». Методичка содержит основные разделы: «Свойства растворов и классов неорганических соединений», «Закономерности протекания химических реакций», «Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы», «Элементы качественного и количественного химического анализа».

Методические указания для лабораторных работ по химии содержат восемь работ. Каждая работа рассчитана на выполнение в течение тех академических часов, которые предусмотрены в учебном плане.

Отчёт осуществляется путём оформления рабочих заданий, выполнения заданий для самостоятельной работы (студентам ставится зачет или незачет) и контрольных заданий (студенту ставятся баллы от 0 до 5). Студенты, обучающиеся по рейтинговой системе, при правильном оформлении пяти любых лабораторных работ получают допуск к тестированию по химии, которое проходит в конце изучения полного курса дисциплины «Химия».

Тестирование по химии разрешается только тем студентам, которые полностью прошли все разделы химии и правильно оформили лабораторные работы, а также те студенты, которые по рейтингу набрали удовлетворительный и выше результат, для получения желаемого результата.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

До начала занятий необходимо внимательно ознакомиться с темой работы, используя конспект лекций и методические указания.

Работая в химической лаборатории, студенты должны выполнять требования по технике безопасности.

Основным местом выполнения лабораторной работы является рабочий стол, на котором необходимо соблюдать чистоту и порядок. За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место. Химические опыты выполняются в строгом соответствии с рабочим заданием, и все наблюдения записываются в специальную тетрадь для оформления лабораторных работ. На рабочем месте не должно быть ничего лишнего.

Следует пользоваться чистыми реактивами и посудой. Слянки с реактивами общего пользования должны находиться на определенном месте; их нельзя переносить на рабочие столы, где проходит оформление работы в тетрадках. Если реактив взят в избытке и полностью не израсходован, категорически воспрещается выливать его обратно в склянку. Все пролитое или рассыпанное на столе или на полу следует тотчас же убрать и нейтрализовать.

Дорогостоящие и токсичные реактивы (соли серебра, галогенорганические вещества и т.д.) после выполнения опыта надо вылить в специальную склянку для слива, находящуюся в вытяжном шкафу.

Все опыты с вредными и пахучими веществами должны проводиться в вытяжном шкафу. При нагревании жидкости пробирку в держателе следует располагать отверстием от себя и людей, находящихся рядом. Наливая раствор, держать пробирку и склянку на некотором отдалении от себя во избежание попадания жидкости на одежду и обувь.

Работа с концентрированными кислотами и щелочами требует максимального внимания и осторожности, особенно при нагревании. При небрежном выполнении опыта возможны ожоги кислотами и щелочами. В этом случае необходимо немедленно промыть обожженный участок большим количеством воды, а затем остатки кислоты нейтрализовать 2-процентным раствором соды; а щелочи – 2-процентным раствором борной кислоты.

Категорически запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе. По окончании работы необходимо тщательно убрать рабочее место, вымыть посуду.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

Тема: ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- ЦЕЛЬ:** 1. Научиться определять свойства оксидов.
2. Научиться получать гидроксиды и определять их свойства.
3. Научиться составлять уравнения реакций получения солей.

Опыт 1. Свойства основных оксидов

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей (растворимых в воде оснований). Остальные оксиды металлов (I, II) в воде не растворяются.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, с кислотными и амфотерными оксидами, а также с амфотерными гидроксидами. В результате таких реакций образуются соли.

Установим окраску универсального индикатора в различных средах. В три пробирки налейте по 3–4 мл воды (нейтральная среда) и добавьте по капле универсального индикатора, а затем в одну пробирку добавьте каплю кислоты, а в другую – каплю щелочи. В рабочей тетради начертите табл.1 и запишите в неё наблюдаемую окраску.

Таблица 1

Окраска универсального индикатора в различных средах

<i>Реакция среды</i>	<i>Нейтральная</i>	<i>Кислая</i>	<i>Щелочная</i>
<i>Окраска универсального индикатора</i>			

В две пробирки налейте 1–2 мл воды и добавьте 2–3 капли универсального индикатора. В одну пробирку на кончике шпателя внесите оксид кальция CaO , а в другую – оксид меди (II) CuO . Пробирки встряхните и отметьте изменение окраски индикатора только в одной из пробирок (появление синей окраски свидетельствует об образовании в растворе щёлочи). Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида кальция с водой и назовите полученное соединение.

Оксид меди с водой не взаимодействует, поэтому испытаем его отношение к кислоте и щёлочи. В две пробирки внесите на кончике шпателя небольшое количество оксида меди CuO . Прилейте в первую пробирку 1–2 мл серной кислоты H_2SO_4 , во вторую столько же щёлочи NaOH и нагрейте содержимое пробирок (рис.1). Наблюдайте появление голубой окраски в первой пробирке вследствие образования соли меди. Почему CuO не взаимодействует со щёлочью?

Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида меди с серной кислотой, назовите полученную соль.



Рис.1. Кислотно-основное взаимодействие

Объясните на основании выполненных опытов, почему оксиды CaO и CuO являются основными.

Опыт 2. Свойства кислотных оксидов

Газообразные кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием кислот. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, с основными и амфотерными оксидами, а также с амфотерными гидроксидами. При этом образуются соли.

Приготовьте три пробирки. В одну налейте 2–3 мл дистиллированной воды и добавьте 2–3 капли индикатора универсального; другую – на одну треть заполните гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в третью пробирку налейте 3–4 мл раствора H_2SO_4 . В вытяжном шкафу (с помощью преподавателя) из кусочков белого мрамора CaCO_3 и концентрированной соляной кислоты получите углекислый газ CO_2 – оксид углерода (IV) (рис.2).

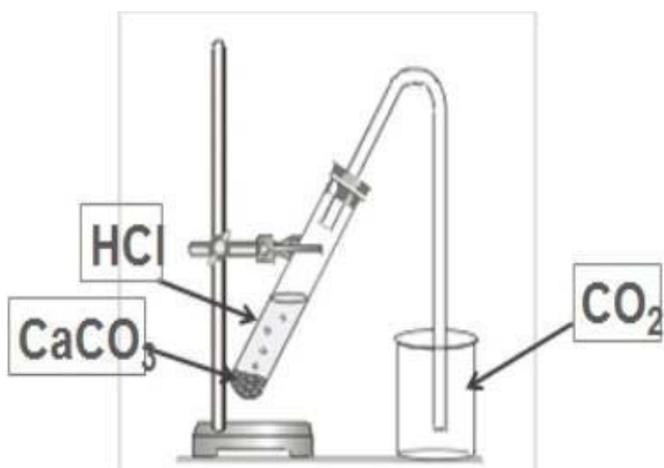


Рис.2. Получение углекислого газа

Полученный газ поочерёдно пропустите через все пробирки с ранее подготовленными растворами. Наблюдайте изменение окраски индикатора в пробирке с водой с зелёной на жёлтую, что свидетельствует о появлении в растворе кислоты. В пробирке с $\text{Ca}(\text{OH})_2$ наблюдайте помутнение раствора в результате образования нерастворимой соли кальция, а в третьей – отсутствие изменений.

Напишите уравнения реакций углекислого газа с водой и гидроксидом кальция, назовите полученные соединения и определите, к каким классам они относятся. Почему оксид CO_2 не реагирует с серной кислотой?

Объясните на основании выполненных опытов, почему CO_2 является кислотным оксидом.

Опыт 3. Получение и свойства основных гидроксидов

Щёлочи могут быть получены прямым путем, т.е. непосредственным растворением оксидов щелочных и щёлочноземельных металлов в воде. Нерастворимые в воде основания получают в результате взаимодействия растворимых солей соответствующих металлов со щелочами, т.е. с помощью косвенного пути. Основания взаимодействуют с кислотами, с кислотными и амфотерными оксидами, а также с амфотерными гидроксидами. В результате образуются соль и вода.

В пробирку с 0,5 мл сульфата железа (II) FeSO_4 добавьте несколько капель гидроксида натрия NaOH . Наблюдайте образование осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (рис.3). Напишите уравнение реакции его получения.



Рис.3. Гидроксид железа (II)

Разделите осадок на две части: к одной прибавьте 0,5–1 мл серной кислоты, к другой – столько же щёлочи NaOH . В каком случае произошло растворение осадка? Напишите уравнение наблюдаемой реакции. Объясните, почему гидроксид железа (II) обладает основным характером.

Опыт 4. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, проявляя при этом свойства оснований, так и с основаниями, проявляя свойства кислот.

В пробирку с 0,5 мл сульфата цинка $ZnSO_4$ добавьте несколько капель $NaOH$. Наблюдайте образование белого осадка гидроксида цинка $Zn(OH)_2$. Напишите уравнение реакции его получения. Разделите осадок на две части: к одной прилейте 0,5–1 мл серной кислоты, а к другой – столько же концентрированного раствора KOH . Наблюдайте растворение осадка в обеих пробирках. Напишите уравнения взаимодействия $Zn(OH)_2$ с кислотой и щёлочью. Объясните, почему гидроксид цинка обладает амфотерным характером.

Опыт 5. Составление уравнений реакций получения солей

Соли бывают средние, кислые и основные. Средние соли образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксильных групп в основании кислотными остатками.

Формулы солей записываются в соответствии со степенью окисления атомов металлов и зарядом кислотных остатков. При этом необходимо помнить, что молекулы солей электронейтральны.

Кислые соли – продукты неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте атомами металла, например: $Mg(HSO_3)_2$.

Основные соли – продукты неполного замещения гидроксильных групп в многокислотных основаниях кислотными остатками, например: $(MgOH)_2SO_3$.

Названия некоторых кислот и их солей приводятся в табл. 2.

Таблица 2

Номенклатура некоторых кислот и солей

Оксиды	Формулы кислот	Названия кислот	Соли	
			формулы	названия
N_2O_3	HNO_2	Азотистая	KNO_2	Нитрит натрия
N_2O_5	HNO_3	Азотная	$Cu(NO_3)_2$	Нитрат меди (II)
SO_2	H_2SO_3	Сернистая	$FeSO_3$	Сульфит железа (II)
SO_3	H_2SO_4	Серная	$(NH_4)_2SO_4$	Сульфат аммония
–	H_2S	Сероводородная	PbS	Сульфид свинца (II)
–	HCl	Соляная	$AlCl_3$	Хлорид алюминия
CO_2	H_2CO_3	Угльная	Na_2CO_3	Карбонат натрия
SiO_2	H_2SiO_3	Кремниевая	$CaSiO_3$	Силикат кальция
P_2O_5	H_3PO_4	Ортофосфорная	$Mg_3(PO_4)_2$	Ортофосфат магния
CrO_3	H_2CrO_4	Хромовая	K_2CrO_4	Хромат калия

При составлении уравнений реакций получения соли следует иметь в виду принцип кислотно-основного взаимодействия.

Получите вариант задания у преподавателя (табл. 3). Напишите уравнения реакций получения средней соли разными способами, предложенной в ва-

шем варианте, и все возможные сложные соли, которым дайте название и укажите условие протекания процесса.

Таблица 3.

Варианты заданий

<i>Номер варианта</i>	<i>Название соли</i>
I	Карбонат кальция
II	Фосфат калия
III	Силикат натрия
IV	Сульфит калия
V	Карбонат натрия
VI	Сульфат кальция

Вывод

Сформулируйте принцип кислотно-основного взаимодействия.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте формулы оксидов для элементов бария, фосфора и алюминия. Определите их свойства (основные, кислотные или амфотерные).
2. Для оксидов из первого задания составьте соответствующие гидроксиды и запишите реакции их получения.
3. Составьте и запишите все возможные реакции между оксидами и гидроксидами из первого и второго заданий. Назовите полученные продукты химического взаимодействия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

Тема: **СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

- ЦЕЛЬ:**
1. Реакции с образованием малорастворимых соединений.
 2. Реакции с образованием слабых электролитов и газов.
 3. Составление ионно-молекулярных уравнений.
 4. Определение кислотности среды (рН).

Опыт 1. Реакции, протекающие с образованием малорастворимых соединений

В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата натрия Na_2SO_4 , в другую – столько же сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. В каждую пробирку прибавьте по 1–2 мл раствора хлорида бария BaCl_2 и наблюдайте образование осадков (рис.4).

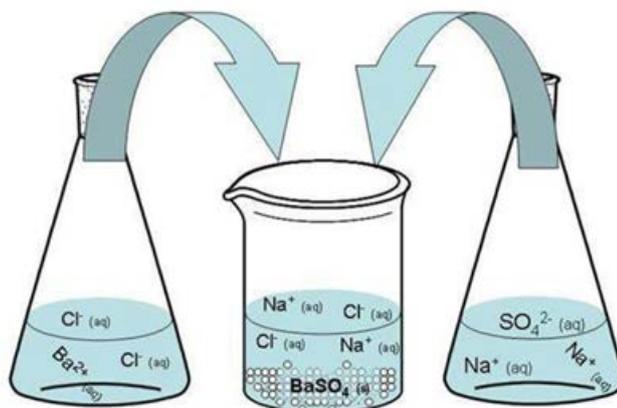


Рис.4. Реакция ионного обмена

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Обратите внимание на одинаковый цвет осадков в обеих пробирках и одинаковые сокращенные ионно-молекулярные уравнения, которые выражают суть происходящих в растворах электролитов реакций двойного обмена.

Опыт 2. Реакции, протекающие с образованием слабых электролитов и газов

а) Налейте в пробирку 1–2 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa и добавьте 1 мл соляной кислоты, пробирку встряхните. Образующаяся уксусная кислота – CH_3COOH (слабый электролит) обнаруживается по запаху (рис.5). Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

б) К 1–2 мл раствора сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ добавьте примерно равный объем раствора NaOH и нагрейте. Образующийся аммиак NH_3 (рис.5) обнаруживается по запаху и по изменению окраски влажной полоски индикаторной бумаги, поднесенной к отверстию пробирки.



Рис.5. Уксусная кислота и раствор аммиака (нашатырный спирт)

Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

в) Налейте в пробирку 3–4 мл раствора карбоната натрия Na_2CO_3 и добавьте 1–2 мл раствора соляной кислоты. Образующаяся угольная кислота разлагается на воду и углекислый газ, который обнаруживается по появлению пузырьков. Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции.

Опыт 3. Ионно-молекулярные уравнения

Для выполнения данного задания, группа студентов должна самостоятельно разделиться на 4 команды от 4 до 6 человек. Каждая команда из ряда перечисленных реактивов составляет любые реакции, в которых выполняются все условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена (образование газообразных веществ, нерастворимых веществ или слабых электролитов). Все полученные уравнения реакций необходимо записать в молекулярном, полном и сокращенном ионно-молекулярном виде. Команда с наибольшим количеством составленных реакций получает приоритетность в выполнении эксперимента.

Реактивы: нитрат серебра, гидроксид натрия, соляная кислота, карбонат натрия, нитрат свинца (II), сульфид калия, серная кислота, иодид калия, хлорид железа (III), сульфат меди, сульфат цинка, хлорид бария, гидроксид кальция, хлорид аммония.

Запишите после каждой реакции свои наблюдения и укажите сигнал прохождения реакции.

4. Определение кислотности среды (pH)

Водородный показатель (pH) в лабораторных условиях определяется разными способами, которые применяются в зависимости от поставленной задачи. Для определения среды раствора будет достаточно воспользоваться индикаторами, которые по изменению окраски указывают на *приблизительное значение pH*, где при $\text{pH}=7$ – концентрация между ионами воды одинаковая, при $\text{pH}<7$ – концентрация ионов водорода в воде преобладает, а при $\text{pH}>7$ – концентрация ионов водорода в воде низкая (рис.6).



Рис.6. Шкала кислотности среды

Для решения задач по определению концентрации растворов, требуется числовое значение рН, поэтому необходимо использовать индикаторную бумагу, которую погружают в исследуемый раствор на несколько секунд, а затем ее прикладывают к эталонной шкале цветности (рис.6).

Для наиболее точного определения рН используют электронные приборы – рН метры, иономеры и др.(рис.7).



Рис. 7. Иономер марки И -160М

Для выполнения эксперимента, определения рН разными способами, студентов делят на три команды, каждой команде выдаются реактивы с заданной концентрацией – *одномолярный раствор соляной кислоты(команде первой), сантимольярный раствор уксусной кислоты (команде второй) и децемольярный раствор гидроксида аммония (команде третьей)*. После определения рН растворов разными способами, необходимо определить степень диссоциации растворов, по значению которой, сделать вывод о силе электролитов.

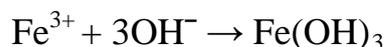
Выводы

1. По каким признакам можно установить наличие реакции двойного обмена между растворами электролитов?
2. Сформулируйте условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена.
3. Какие способы определения рН применяются для вычисления электролитической диссоциации веществ.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте сокращённому ионно-молекулярному уравнению полное уравнение. Укажите названия всех соединений.



2. Напишите уравнения электролитической диссоциации слабых электролитов: H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Укажите чему равны степень и константы диссоциации электролитов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

Тема: ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

- ЦЕЛЬ:** 1. Научиться готовить растворы заданной концентрации.
2. Научиться проводить количественный анализ.

Методы приготовления растворов с точно известной концентрацией:

- 1) растворением в мерной колбе содержимого «фиксанала» (запаянной стеклянной ампулы, содержащей (как правило) точно 0,1 моль эквивалента вещества);
- 2) из более концентрированного раствора готовят раствор приблизительной концентрации, а его точную концентрацию устанавливают титрованием;
- 3) растворением в мерной колбе, взвешенной на аналитических весах точно рассчитанной навески.

Опыт 1. Приготовление раствора кислоты

Получите у преподавателя вариант рабочего задания в соответствии с табл. 4.

Таблица 4.

Варианты рабочего задания по приготовлению раствора кислоты

Вариант	Характеристики исходного раствора кислоты			Характеристики приготавливаемого раствора	
	формула	плотность ρ , г/см ³	массовая доля ω , %	объем раствора, мл	молярная концентрация эквивалента
1	HCl		5,0	200	0,0350
2			10,0	150	0,0400
3	H ₂ SO ₄		8,0	100	0,0450
4			12,0	120	0,0500
5	HNO ₃		15,0	250	0,0550
6			9,0	180	0,0600

Запишите в рабочую тетрадь вариант рабочего задания, проставив вместо многоточия соответствующие данные, плотность раствора смотрите на этикетки бутыли с выданным раствором.

Приготовить... мл ... кислоты с молярной концентрацией (эквивалента) ... моль/л из исходного раствора плотностью ... г/см³ и массовой долей ... %.

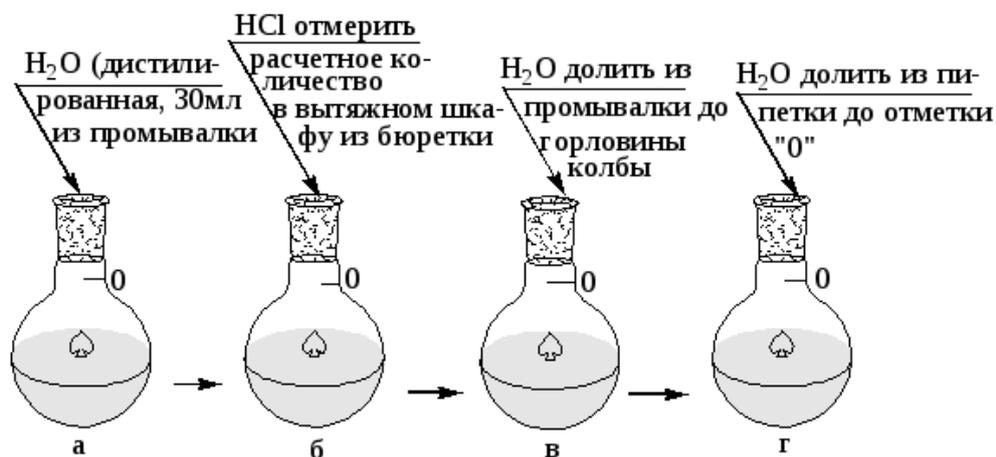


Рис.8. Последовательность точного приготовления растворов

Рассчитанный объём кислоты отмерьте мерной пробиркой и вылейте в мерную колбу с небольшим количеством воды.

Затем колбу заполните водой до метки и тщательно перемешайте. Полученный таким образом раствор будет иметь приблизительно заданную концентрацию. Для более точного приготовления раствора рекомендуется добавлять воды столько, чтобы потом только с помощью бюретки или пипетки можно было добавить воды до метки (рис.8).

Опыт 2. Установление точной концентрации приготовленного раствора

Начертите в рабочей тетради табл. 5. и внесите в неё данные по исходному раствору кислоты.

Таблица 5.

Данные по приготовлению и определению точной концентрации раствора кислоты

Исходный раствор		Результаты титрования			Концентрация раствора кислоты	
$\omega, \%$	Объём для приготовления раствора $V_{(кислоты)}, \text{мл}$	Объём раствора $NaOH$, взятый для титрования $V_{(щелочи)}, \text{мл}$	Объём раствора HCl , пошедший на титрование $V_{(кислоты)}, \text{мл}$	Средний объём раствора HCl , пошедший на титрование $V_{\text{средний}} (кислоты), \text{мл}$	по варианту задания	фактически полученная
			V_1			
			V_2			
			V_3			

Бюретку промойте приготовленным раствором кислоты и затем заполните им бюретку доверху. Проследите за тем, чтобы в «носике» бюретки не было пузырьков воздуха. Избыток раствора слейте и установите уровень жидкости в

растворе на нулевом делении, чтобы нижняя граница мениска касалась нулевой отметки. При каждом последующем титровании устанавливайте уровень кислоты на любом целом делении бюретки.

Пипетку дважды промойте рабочим раствором NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,0500 моль/л, отберите 10 мл его, перенесите в чистую колбу для титрования и добавьте 3-4 капли фенолфталеина (рис.9).

Затем по каплям, постоянно перемешивая раствор NaOH, приливайте кислоту из бюретки в колбу до исчезновения розовой окраски. В этот момент среда становится нейтральной, так как количество кислоты эквивалентно количеству щёлочи. Сделайте отсчёт по бюретке и запишите в табл. 5 объём кислоты, пошедший на титрование.

Оттитрованный раствор вылейте, колбу промойте водой, и все операции титрования повторите с тем же раствором кислоты, отмерив пипеткой ещё точно 10 мл. Если при повторном титровании разность в объёме кислоты, пошедшей на титрование, не превышает 0,1 мл, то для расчёта $V_{\text{средний (кислоты)}}$ возьмите среднее арифметическое двух значений. При бóльшем расхождении титрование проведите ещё раз.



Рис.9. Установка для титрования

Точную концентрацию кислоты (четыре знака после запятой) рассчитайте по формуле (1):

$$C_{\text{э (кислоты)}} \cdot V_{\text{средний (кислоты)}} = C_{\text{э (щёлочи)}} \cdot V_{\text{(щёлочи)}}, \quad (1)$$

где $C_{\text{э (кислоты)}}$ – определяемая в анализе молярная концентрация эквивалента раствора кислоты, моль/л;

$V_{\text{средний (кислоты)}}$ – средний объём раствора кислоты, пошедший на титрование, мл;

$C_{э}$ (щелочи) – молярная концентрация эквивалента рабочего раствора щелочи, равная 0,0500 моль/л;

$V_{(щелочи)}$ – объём раствора щелочи, взятый для титрования, 10 мл.
Результаты расчёта внесите в табл. 5.

Выводы

1. Каким методом вы пользовались, чтобы приготовить раствор с точно известной концентрацией?
2. Сформулируйте суть титриметрического метода анализа.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задание для самостоятельной работы

1. Для приготовления 700 г раствора с массовой долей иодида калия 5 % необходимо растворить _____ граммов соли
о 1) 84 о 2) 50 о 3) 35 о 4) 65

Правильность ответа подтвердите расчётом.

2. Молярная концентрация эквивалента раствора сульфата натрия, в 50 мл раствора которого содержится 7,1 г данной соли, равна _____ моль/л
о 1) 0,2 о 2) 2,0 о 3) 0,1 о 4) 1,0

Правильность ответа подтвердите расчётом.

3. Для нейтрализации 40 мл раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л требуется раствор, содержащий _____ моль гидроксида натрия

о 1) 0,01 о 2) 0,02 о 3) 0,04 о 4) 0,05

Правильность ответа подтвердите расчётом.

4. Объем раствора хлорида кальция с молярной концентрацией 0,1 моль/л, необходимый для осаждения карбонат-ионов из 200 мл раствора карбоната кальция с молярной концентрацией 0,15 моль/л, равен _____ миллилитрам

о 1) 200 о 2) 100 о 3) 150 о 4) 300

Правильность ответа подтвердите расчётом.

5. Объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л, необходимый для нейтрализации 40 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л, равен _____ миллилитрам

о 1) 30 о 2) 15 о 3) 45 о 4) 60

Правильность ответа подтвердите расчётом.

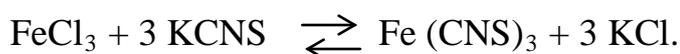
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

Тема: ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

- ЦЕЛЬ:** 1. Изучить влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.
2. Изучить влияние температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 1. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия идет с образованием окрашенного в интенсивно красный цвет роданида железа (III) и является обратимой:



При увеличении скорости *прямой реакции* увеличивается количество образовавшихся *продуктов реакции* ($\text{Fe}(\text{CNS})_3$ и KCl) и окраска раствора становится более интенсивной. Наоборот, при увеличении скорости *обратной реакции* окраска раствора становится менее интенсивной, т. к. увеличивается концентрация *исходных веществ*.

В пробирку, на три четверти заполненную дистиллированной водой, внесите по 3–4 капли растворов хлорида железа и роданида калия. Содержимое перемешайте и разделите на четыре пробирки. Добавьте в первую пробирку 2–3 капли раствора FeCl_3 , во вторую столько же раствора KCNS , в третью – на кончике шпателя KCl , четвертая пробирка остается для сравнения. Данные наблюдений внесите в таблицу 6.

Таблица 6.

Смещение химического равновесия

Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (усиление или ослабление)	Направление смещения равновесия
FeCl_3		
KCNS		
KCl		

Каким изменением состояния отвечает равновесная система на увеличение концентрации: а) исходных веществ, б) продуктов реакции? Соответствует ли это принципу Ле Шателье?

Скорость какого процесса: прямого или обратного увеличивается при увеличении концентрации: а) исходных веществ; б) продуктов реакции?

Является ли это противодействием на внешнее воздействие?

Опыт 2. Влияние температуры на смещение химического равновесия

Все химические реакции сопровождаются образованием новых веществ, т. е. изменением природы участников реакции, а потому либо выделением теплоты ($\Delta_r H < 0$ – реакция экзотермическая), либо поглощением теплоты ($\Delta_r H > 0$ – реакция эндотермическая). Если прямая реакция идет с выделением теплоты, то обратная – с поглощением.

В пробирку налейте 2–3 мл раствора крахмала и добавьте несколько капель раствора йода. Наблюдайте образование соединения синего цвета. При нагревании пробирки окраска раствора исчезает, а при охлаждении – появляется (рис.10). Таким образом наблюдается смещение равновесия

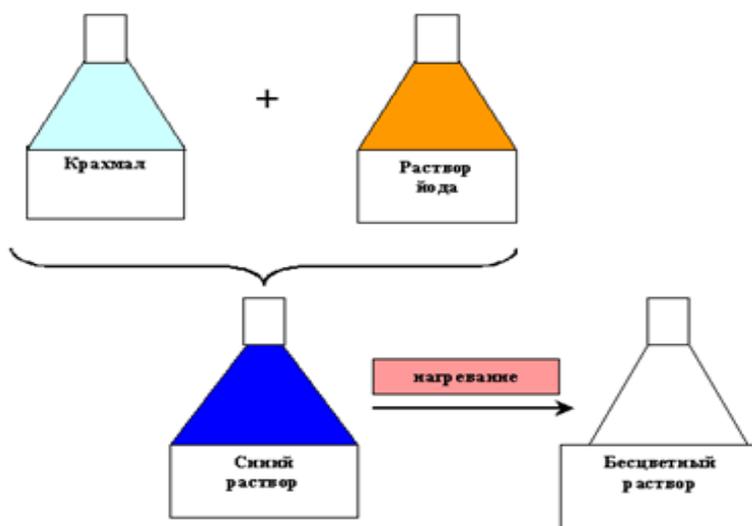
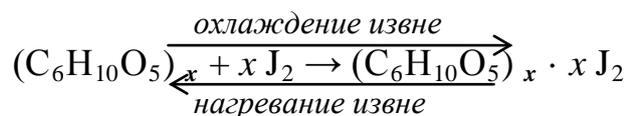


Рис.10 Смещение равновесия

Используя принцип Ле Шателье, определите, с выделением или поглощением теплоты идет прямая реакция.

Укажите, в сторону какого процесса (экзотермического или эндотермического) смещается химическое равновесие: а) при повышении температуры, б) при понижении температуры.

Выводы

1. Как экспериментально было доказано, что химические процессы обратимы?
2. Объясните смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ и температуры на основе принципа Ле-Шателье.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задания для самостоятельной работы

1. Реакция идет по уравнению $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)}$. Как изменится скорость этой реакции, если:

- увеличить давление в 3 раза;
- увеличить концентрацию кислорода в два раза?

Запишите кинетические уравнения прямого и обратного процесса и подтвердите ответ расчётом.

2. Определите температурный коэффициент, если образец цинка растворяется в серной кислоте при 25 °С за 16 минут, а при 45 °С за 4 минуты.

3. В системе $SiO_{2(кр)} + 2C_{(кр)} \rightleftharpoons Si_{(кр)} + 2CO_{2(г)}$ установилось равновесие. В какую сторону сместится равновесие системы при удалении из системы оксида углерода (IV) и повышении температуры? Прямая реакция эндотермическая.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

Тема: **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

- ЦЕЛЬ:**
- Изучить окислительные свойства азотной кислоты.
 - Изучить окислительные свойства бихромата калия.
 - Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.

1. Окислительные свойства азотной кислоты

(опыт проводится в вытяжном шкафу)

Поместите в пробирку немного мелких стружек меди и прибавьте раствор концентрированной азотной кислоты. Наблюдайте образование бурого оксида азота (IV). Голубая окраска раствора свидетельствует о появлении в нем ионов Cu^{2+} .

Повторите опыт, заменив концентрированную азотную кислоту разбавленной. При этом выделяется бесцветный оксид азота (II), бурящийся на воздухе. (Для ускорения реакции реакцию следует слегка подогреть).

Напишите уравнения реакций, определите коэффициенты методом электронного баланса; укажите окислитель и восстановитель; процессы окисления и восстановления (рис.11).

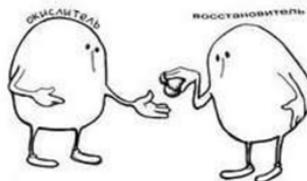
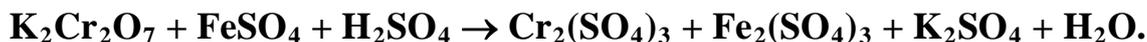


Рис.11. Переход электронов от восстановителя к окислителю

2. Окислительные свойства бихромата калия

Налейте в пробирку 2-3 мл бихромата калия ($K_2Cr_2O_7$), добавьте 3-5 капель раствора серной кислоты и небольшое количество кристаллов сульфата железа (II). Появление зеленой окраски свидетельствует об образовании ионов Cr^{3+} . Рассчитайте коэффициенты в уравнении проведенной реакции, протекающей по схеме:

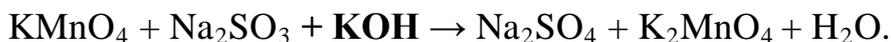
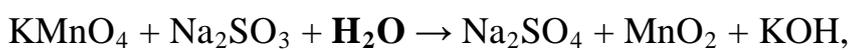


Укажите роль каждого исходного вещества в этой реакции.

3. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия

Налейте в три пробирки 2-3 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$ и добавьте в первую пробирку ~ 1 мл серной кислоты, во вторую ~ 1 мл щелочи KOH . Затем в каждую пробирку насыпьте на кончике шпателя несколько кристаллов сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска растворов?

Рассчитайте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих по схемам:



Какую степень окисления приобретает марганец в кислой, нейтральной, щелочной средах?

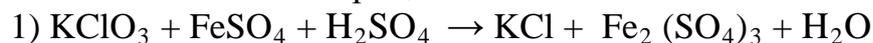
Вывод

Как влияет реакция среды на окислительные свойства $KMnO_4$?

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных процессов:



2. Уменьшение степени окисления определяет процесс:

1) отдача электронов; 3) обмена;

2) восстановления; 4) растворения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

Тема: ХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

- ЦЕЛЬ:** 1. Изучить взаимодействие металлов с водой.
2. Изучить взаимодействие металлов с кислотами.

1. Взаимодействие металлов с водой

В химический стакан и две пробирки налейте до половины объема дистиллированной воды, добавьте по 1 – 2 капли индикатора фенолфталеина. Затем в стакан опустите небольшой кусочек натрия (осушенный от керосина фильтровальной бумагой), в пробирки - кусочки магния и алюминия. Отметьте бурную реакцию натрия с водой, сопровождающуюся активным выделением водорода, слабую реакцию магния с водой, отсутствие реакции при комнатной температуре алюминия с водой. Нагрейте последнюю пробирку. Что наблюдается? Как изменилась окраска раствора?

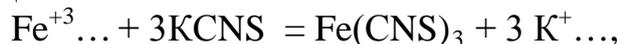
Используя значения стандартных электродных потенциалов натрия $E^0_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,78 \text{ В}$; магния $E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,38 \text{ В}$; алюминия $E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,66 \text{ В}$ и потенциала водородного электрода в нейтральной среде, вычисленного по формуле Нернста

$$E_{\text{H}^+/\text{H}} = E^0_{\text{H}^+/\text{H}} + 0,059 \lg [\text{H}^+] = 0 + 0,059 \lg [10^{-7}] = -0,41 \text{ В},$$

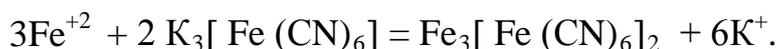
объясните, почему водород может быть восстановлен из воды перечисленными металлами. Почему алюминий взаимодействует с водой только при нагревании? Напишите реакции взаимодействия каждого металла с водой.

2. Взаимодействие металлов с кислотами

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора соляной кислоты, опустите в каждую по кусочку одного из металлов: цинка, железа и меди (рис.12). Если реакции не идут, растворы осторожно нагрейте на спиртовке. Что наблюдаете? Для установления степени окисления железа содержимое пробирки, куда погружено железо, разделите на две части. К одной из них добавьте 1 – 2 капли роданида калия KCNS , который в присутствии Fe^{+3} окрашивает раствор в красный цвет согласно реакции



к другой части добавьте 1 – 2 капли красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которая при наличии ионов Fe^{+2} образует осадок темно-синего цвета «турнбулевой сини»:



Запишите уравнения металлов с кислотой, укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

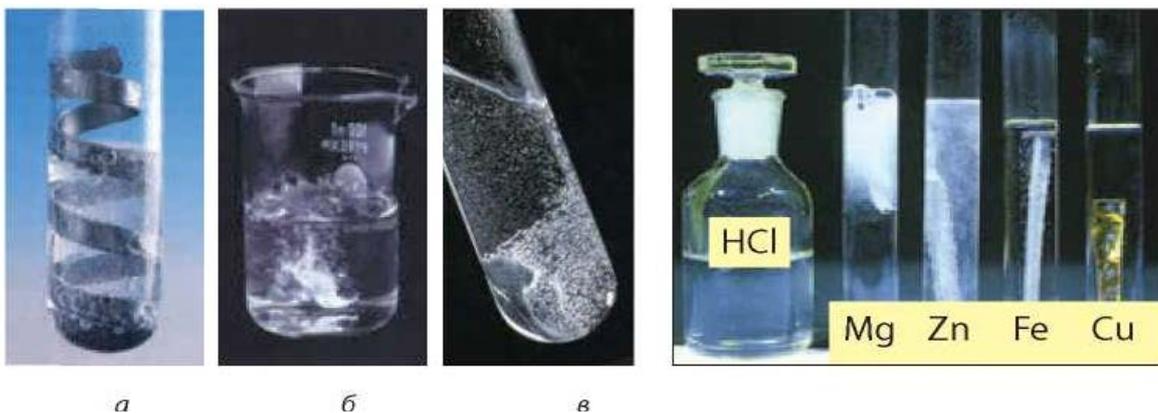


Рис.12. Взаимодействие металлов с соляной кислотой

Выводы

Какие металлы способны вытеснить водород из разбавленных соляной и серной кислот. В чем состоит пожарная опасность кислот?

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из железной и никелевой пластин, опущенных в растворы собственных солей с концентрацией $C(\text{Fe}^{2+}) = 10^{-1}$ моль/л; $C(\text{Ni}^{2+}) = 10^{-2}$ моль/л.

2. Какие из перечисленных ниже металлов могут взаимодействовать с соляной кислотой: железо, медь, алюминий, ртуть? Напишите уравнения реакций. Составьте схемы для процессов окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

3. В один сосуд с раствором $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ поместили пластинку из цинка, в другой (такой же раствор) - медную пластинку. Оба ли металла будут взаимодействовать с нитратом свинца? Почему? Подтвердите уравнением реакции. Составьте схемы процессов окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

4. Наибольшую величину ЭДС в стандартных условиях будет иметь гальванический элемент, составленный

1) из Ag и Cu 2) из Al и Ag 3) из Fe и Al 4) из Ni и Fe.

Правильность ответа подтвердите расчётом.

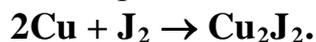
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

Тема: КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ

- ЦЕЛЬ:** 1. Изучить коррозию меди при контакте с йодом.
2. Изучить коррозию при контакте двух металлов.
3. Изучить факторы, влияющие на скорость коррозии.

1. Коррозия меди при контакте с йодом

Внесите в тигель несколько кристаллов йода. Медную проволоку зачистите наждачной бумагой и прикрепите к крышке тигля. Закройте тигель крышкой, поставьте на кольцо штатива и слегка нагрейте. Через 2-3 мин. прекратите нагревание, дайте тиглю остыть и снимите с него крышку. Пронаблюдайте изменение поверхности медной проволоки в результате химической коррозии, протекающий по реакции



Укажите окислитель и восстановитель и составьте электронные уравнения происходящих процессов.

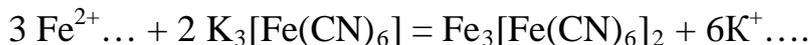
2. Коррозия при контакте двух металлов

Возьмите две канцелярские скрепки, в одну из них закрепите пластинку меди, в другую – гранулу цинка. В две пробирки налейте по 2-3 мл серной кислоты и 2-3 капли красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и опустите в одну пробирку скрепку с медью, в другую – с цинком (рис.13).



Рис.13 Коррозия при контакте двух металлов – а. железо-медь, б. железо-цинк

Укажите, какой из металлов корродирует (окисляется) в первом и втором случаях, имея в виду, что только присутствие ионов Fe^{2+} окрашивают раствор в синий цвет вследствие образования «турнбулевой сини» $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ по уравнению



Запишите схемы двух коррозионных элементов и уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде. Укажите механизм коррозии.

3. Факторы, влияющие на скорость коррозии

А) Влияние хлорид - иона на коррозию алюминия

В две пробирки налейте по 2-3 мл сульфата меди и в каждую из них поместите по кусочку алюминия. В одну из пробирок добавьте немного кристаллического хлорида натрия. В какой пробирке быстрее окисляется алюминий? Напишите реакцию взаимодействия алюминия с сульфатом меди. Как влияет присутствие хлорид-иона на коррозию алюминия? Напишите электронные уравнения коррозионных процессов.

Б) Влияние OH^- иона на скорость коррозии (активаторы и ингибиторы коррозии)

Возьмите две пробирки, налейте в них по 2–3 мл соляной кислоты. В одну опустите гранулу алюминия, в другую – железную скрепку. Нагрейте обе пробирки до равномерного выделения пузырьков водорода. Запишите уравнения происходящих реакций. Затем в обе пробирки добавьте около 0, 5 мл концентрированного раствора NaOH . Что происходит? Запишите наблюдения в тетрадь. Какую роль играет ион OH^- в каждом рассмотренном случае?

Вывод

Опишите факторы, влияющие на скорость коррозии.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задание для самостоятельной работы

1. На два стальных изделия с целью защиты от коррозии нанесены металлические покрытия, первое изделие покрыто цинком, второе – оловом. Почему не корродируют изделия в том случае, если покрытия не нарушены, и почему сталь корродирует только в одном случае, если покрытия нарушены? Для доказательства составьте схемы коррозионных элементов и запишите анодные и катодные процессы.

2. Анодным или катодным будет защитное покрытие стали никелем? Составьте схему коррозионного элемента и напишите уравнения происходящих процессов, если покрытие нарушено, а изделие находится во влажном воздухе,

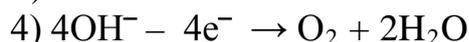
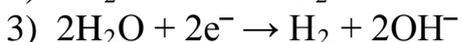
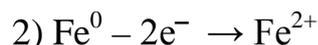
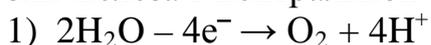
где присутствует кислород.

3. Для защиты медных изделий от коррозии в качестве катодного покрытия можно использовать ...

- 1) Ag 2) Ni 3) Cr 4) Sn

Напишите электронные уравнения процессов, происходящих при нарушении выбранного покрытия (среда кислая). По какому механизму протекает коррозионный процесс?

4. Уравнение процесса, протекающего на аноде при электрохимической коррозии железа в нейтральной среде, ...



Напишите уравнение катодного процесса.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

Тема: **КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ИОНОВ**

ЦЕЛЬ: 1. Качественный анализ на определение катионов.

2. Качественный анализ на определение анионов.

Задание 1. Качественные реакции обнаружения катионов

Начертите в рабочей тетради табл. 7, получите у преподавателя вариант задания, используйте схему определения аналитической группы катионов (рис.14).

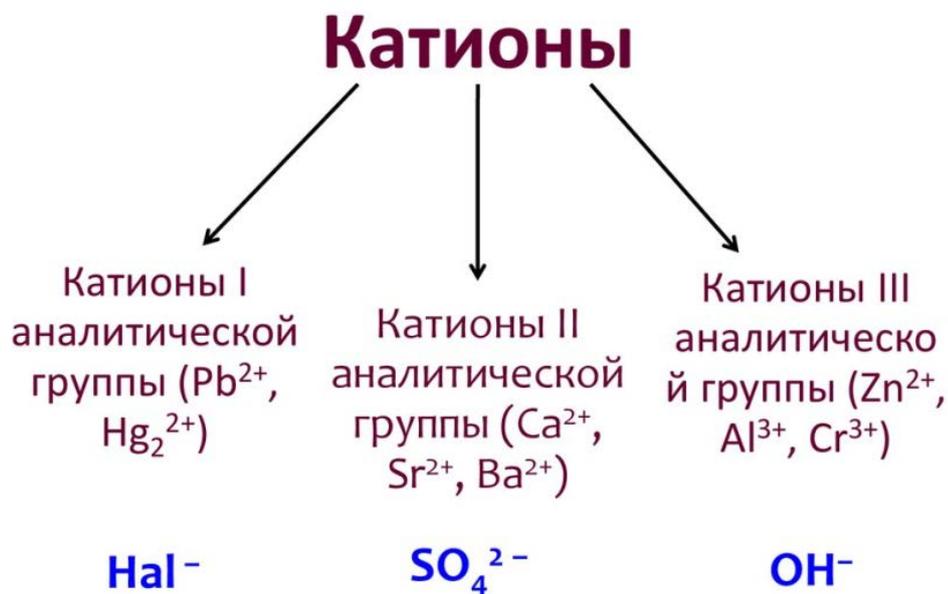


Рис. 14. Аналитические группы катионов

Для проведения качественных реакций к 1-2 мл раствора вещества, содержащего анализируемый ион, добавьте такой же объём реактива на этот ион.

Отметьте наблюдаемое явление (образование осадков, окрашенных комплексных соединений, окисление или восстановление с изменением цвета раствора, выделение газа и т.д.) – аналитический сигнал.

Каждый студент, выполняющий определённый вариант, записывает уравнение реакции на доске и уточняет вид аналитического сигнала. Все студенты записывают все реакции в рабочую тетрадь, вид аналитического сигнала вносят в табл. 7.

Таблица 7.

Варианты рабочего задания для проведения качественных реакций обнаружения катионов

Вариант	Обнаруживаемый ион	Вещество, содержащее анализируемый ион	Реактив	Аналитический сигнал
1	Fe^{2+}	FeSO_4	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
2	Fe^{3+}	FeCl_3	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
3	Fe^{3+}	FeCl_3	NH_4CNS	
4	Ca^{2+}	CaCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	
5	Ba^{2+}	BaCl_2	H_2SO_4	
6	Cu^{2+}	CuSO_4	NH_4OH	
7	Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KJ	
8	NH_4^+	NH_4Cl	NaOH	
9	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	KOH + Br_2	

Задание 2. Качественные реакции обнаружения анионов

Для проведения качественных реакций на обнаружение анионов к 1-2 мл раствора вещества, содержащего анализируемый ион, добавьте такой же объём реактива на этот ион.

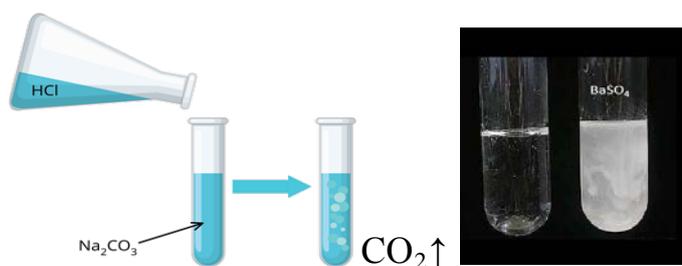


Рис.15. Качественные реакции обнаружения анионов

Отметьте наблюдаемое явление (образование осадков, окрашенных комплексных соединений, окисление или восстановление с изменением цвета раствора, выделение газа и т.д.) – аналитический сигнал (рис.15 – демонстрация 1 и 2 вариантов).

Каждый студент, выполняющий определённый вариант, записывает уравнение реакции на доске и уточняет вид аналитического сигнала. Все студенты записывают все реакции в рабочую тетрадь, вид аналитического сигнала вносят в табл. 8.

Таблица 8.

Варианты рабочего задания для проведения качественных реакций обнаружения анионов

Вариант	Обнаруживаемый ион	Вещество, содержащее анализируемый ион	Реактив	Аналитический сигнал
1	CO_3^{2-}	Na_2CO_3	HCl	
2	SO_4^{2-}	Na_2SO_4	BaCl_2	
3	NO_3^-	KNO_3	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{-NH} + \text{H}^+$	
4	PO_4^{3-}	Na_3PO_4	$\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$	

Вывод

Сформулируйте, в чем заключается суть качественного химического анализа.

ВНИМАНИЕ! После оформления лабораторной работы, необходимо выполнить задания для самостоятельной работы из рамочки и предъявить тетрадь для проверки преподавателю.

Задание для самостоятельной работы

1. Различить растворы соляной и серной кислот можно, если добавить к ним раствор

- о 1) лакмуса
- о 2) нитрата бария
- о 3) фенолфталеина
- о 4) гидроксида калия

Правильность ответа подтвердите уравнениями реакций.

2. С помощью соляной кислоты можно распознать

- о 1) карбонат натрия
- о 2) хлорид натрия
- о 3) сульфат бария
- о 4) нитрат магния

Правильность ответа подтвердите уравнениями реакций.

3. Для обнаружения в растворе хлорид-ионов используют раствор, содержащий ионы

- о 1) меди (II) о 2) бария о 3) серебра о 4) алюминия

Правильность ответа подтвердите уравнениями реакций.

4. Различить растворы гидроксида кальция и гидроксида калия можно, если

- о 1) добавить раствор фенолфталеина
о 2) подействовать раствором хлорида меди (II)
о 3) добавить соляную кислоту
о 4) пропустить через них углекислый газ

Правильность ответа подтвердите уравнениями реакций.

5. Фенолфталеин окрасится в малиновый цвет в растворе

- о 1) гидроксида натрия о 3) спирта
о 2) серной кислоты о 4) азотной кислоты

Правильность ответа поясните.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Методические указания, для выполнения лабораторных работ по химии, предоставляют возможность, студенту среднего профессионального образования, накопить познавательные и прикладные знания, которые найдут применение в их будущей профессиональной деятельности, позволят ответить на вопросы о возможности использования изученных ими веществ в будущей профессии.

Выполнение лабораторных работ развивает у студентов навыки самостоятельного логического мышления и способность интегрировать полученные знания применительно к решению конкретных задач профессиональной деятельности.

Библиографический список

1. Вострикова Г.Ю., Хорохордина Е.А. Химия: Учебное пособие / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т;– Воронеж, 2015. – 92 с.
2. Дроздов, А. А. Химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие для СПО / А. А. Дроздов, М. В. Дроздова. - Химия ; 2020-08-30. - Саратов: Научная книга, 2019. - 317 с. - Гарантированный срок размещения в ЭБС до 30.08.2020 (автопродлонгация). - ISBN 978-5-9758-1900-0. URL: <http://www.iprbookshop.ru/87083.html>
3. Аскарлова, Л. Х. Химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие для СПО / Л. Х. Аскарлова; ред. Л. А. Байковой. - Химия ; 2029-09-11. - Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. - 79 с. - Гарантированный срок размещения в ЭБС до 11.09.2029 (автопродлонгация). - ISBN 978-5-4488-0382-6, 978-5-7996-2917-5. URL: <http://www.iprbookshop.ru/87899.html>
4. Анфиногенова, Ирина Викторовна. Химия: Учебник и практикум Для СПО / Анфиногенова И. В., Бабков А. В., Попков В. А. - 2-е изд.; испр. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2020. - 291. - (Профессиональное образование). - ISBN 978-5-534-11719-6: 709.00. URL: <https://www.biblio-online.ru/bcode/452856>
5. Химия: Учебник Для СПО / Лебедев Ю. А., Фадеев Г. Н., Голубев А. М., Шаповал В. Н. ; под общ. ред. Фадеева Г.Н. - 2-е изд. ; пер. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2020. - 431. - (Профессиональное образование). - ISBN 978-5-9916-7723-3: 1009.00. URL: <https://www.biblio-online.ru/bcode/452143>

Методическое издание

Вострикова Галина Юрьевна
Иванова Вера Ивановна

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ХИМИИ

*Учебное пособие
для студентов среднего профессионального обучения всех специальностей*

Редактор Н.Н. Аграновская

Подписано в печать Формат 60x84 1/16. Уч.-изд. л. 1,85
Усл.-печ. л. 1,94 Бумага писчая. Тираж 500 экз. Заказ №

Отпечатано: отдел оперативной полиграфии издательства учебной литературы
и учебно-методических пособий Воронежского государственного
технического университета
394026 Воронеж, ул. Московский проспект, 14