

Министерство образования и науки Российской Федерации

Алтайский государственный технический университет
им. И.И.Ползунова

Л.Н.Бородина И.Н.Аржанова М.В.Андрюхова

**Методические указания к лабораторным работам по
курсу «Общая химия» для студентов первого курса
нехимических специальностей всех форм обучения**

Барнаул 2006

УДК 54 (075.5)

Бородина Л.Н. Методические указания к лабораторным работам по курсу «Общая химия» для студентов первого курса нехимических специальностей всех форм обучения/ Л.Н.Бородина, И.Н.Аржанова, М.В.Андрюхова; Алт. гос. техн. ун-т им. И.И.Ползунова.– Барнаул: Изд-во АлтГТУ, 2006.– 31с.

Методические указания являются руководством для выполнения лабораторных работ. Каждая лабораторная работа содержит несколько опытов, указания к проведению и контрольные вопросы для защиты. Лабораторный практикум облегчает усвоение наиболее важных разделов курса, позволяет привить навыки самостоятельной работы, учиться логически мыслить и делать выводы.

Рассмотрено и одобрено на заседании кафедры Общей Химии.
Протокол № 3 от. 09.02.06

Подписано в печать . Формат 60×84 1/16.

Печать – ризография. Усл. п.л. 0.8

Тираж 100 экз. Заказ

Издательство Алтайского государственного технического университета им. И.И.Ползунова, 656099, г. Барнаул, пр-т Ленина, 46.

Лицензия на издательскую деятельность ЛР № 020822 от 21.09.93.

Отпечатано в типографии АлтГТУ

ОБЩИЕ ПРАВИЛА ПО ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

Работа оформляется в последовательности, приведенной в методических указаниях. Текст работы пишется аккуратно, от руки, в ученической тетради или на сброшюрованных листах формата А4 с соблюдением ГОСТ 2.105, ГОСТ 8.417, ГОСТ 7.1 и СТП 12700-02 Лабораторные работы.

На первой странице пишется заглавие, указывается цель и объем работы в часах; ф.и.о. студента, группа, дата выполнения.

При оформлении работы не допускается:

- сокращать обозначения единиц физических величин, если они употребляются без цифр;

- применять сокращения слов, кроме установленных правилами русской орфографии, а также ГОСТ 7.12;

- употреблять в тексте математические знаки без цифр, например, \leq (меньше или равно), \geq (больше или равно), \neq (не равно), а также знаки \varnothing (диаметр), % (процент), № (номер), параграф, применять индексы стандартов (ГОСТ, ОСТ, СТ СЭВ, СТ ИСО, СТ МЭК) без регистрационного номера.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1 (2ч.)
ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы. Получение экспериментальным путем солей и оснований и изучение их свойств.

Предмет и содержание работы. Индивидуальные химические вещества делятся на простые (элементарные) и сложные. **К важнейшим классам неорганических соединений относятся оксиды, основные гидроксиды (основания), кислотные гидроксиды (кислоты) и соли.**

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы BaCl_2 , K_2CrO_4 , FeCl_3 , NaCNS , H_2SO_4 , CuSO_4 , NaOH , ZnSO_4 .

Опыт 1 Получение средних солей

Последовательность проведения работы:

а) в две пробирки налейте по 3-4 капли раствора хлорида бария, затем в первую пробирку прилейте 3-4 капли раствора хромата калия K_2CrO_4 , а во вторую пробирку 3-4 капли раствора серной кислоты. Отметьте цвета осадков, запишите уравнения реакций в молекулярной, полной краткой ионно-молекулярной формах;

б) в пробирку налейте 3-4 капли раствора FeCl_3 и прилейте к нему 3-4 капли раствора роданида натрия NaCNS . Отметьте изменение цвета раствора, запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.
($\text{Fe}(\text{CNS})_3$ – слабый электролит).

Опыт 2 Получение оснований

Последовательность проведения работы.

Возьмите две пробирки. В первую прилейте 3-4 капли раствора CuSO_4 , а во вторую 3-4 капли раствора FeCl_3 . В обе пробирки прилейте по 3-4 капли раствора гидроксида натрия NaOH . Отметьте цвета осадков, запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Опыт 3 Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств

Последовательность проведения работы:

а) в пробирку налейте 6-8 капель раствора сульфата цинка и 2 - 3 капли гидроксида натрия NaOH. Наблюдайте выпадение осадка, отметьте его цвет. Напишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах;

б) содержимое пробирки разделите на две части. В первую пробирку налейте 4-5 капель серной кислоты, а во вторую 4-5 капель раствора гидроксида натрия до растворения осадков. Напишите уравнение реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. На какие классы делятся сложные неорганические вещества?
2. Дайте определения оксидов, кислот, оснований и солей.
3. На какие группы делятся оксиды и гидроксиды по своим свойствам?
4. Какие оксиды и основания называются амфотерными?
5. На какие группы делятся соли?
6. Как классифицируются кислоты?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 (2ч.) ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ЦИНКА

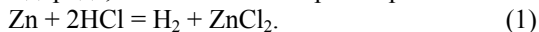
Цель работы. Ознакомление на практике с экспериментальным определением молярной массы эквивалента вещества. Овладение методами экспериментальных исследований и обработки полученных результатов.

Предмет и содержание работы.

Эквивалент вещества – такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Молярная масса эквивалента – масса 1 эквивалента вещества (г/моль).

Молярную массу эквивалента цинка можно определить по объему водорода, вытесненного из раствора кислоты



Зная массу растворенного в кислоте цинка и объем выделившегося водорода, рассчитывают молярную массу эквивалента металла по закону эквивалентов.

Приборы и реактивы: штатив, бюретки, пробирки, пипетка; металлический цинк, водный раствор HCl.

Последовательность проведения работы.

Эксперимент проводится с помощью простой установки (рисунок 1а), которая состоит из двух бюреток B_1 и B_2 , соединенных резиновой трубкой Т и заполненных наполовину водой. К бюретке B_1 присоединена пробирка П с помощью пробок 1 и 2 и газоотводной трубки 3.

Перед началом опыта прибор следует проверить на герметичность. Для этого бюретку B_2 поднимите или опустите на 10 – 15 см, чтобы создать разность уровней воды в обеих бюретках (при этом пробки 1 и 2 должны быть плотно закрыты). Наблюдайте за уровнем воды в бюретке B_1 в течение 1 – 2 мин. Если установка герметична, то уровень воды не изменится и можно начинать работу.

Налейте в пробирку П (1/3 часть ее объема) разбавленный раствор соляной кислоты, подсоедините пробирку пробкой 1 к бюретке B_1 и заметьте начальный уровень воды в этой бюретке (B_1). Запишите его объем (V_1 , мл).

Для правильного замера уровня воды глаза наблюдателя должны находиться на одном уровне с мениском воды (рисунок 1б). Уровень отмечается по нижней части мениска.

Отсоедините пробирку и аккуратно пересыпьте в нее из пакета навеску цинка (m_{Zn} , г). Пробирку с кислотой и цинком сразу закройте пробкой 1. Реакция (1) идет пока не прекратится выделение водорода. Затем опустите бюретку B_2 , чтобы уровни воды в обеих бюретках стали одинаковыми. Только тогда отметьте конечный уровень воды в бюретке B_1 и запишите его значение (V_2 , мл). Объем выделившегося во время опыта водорода

$$V_{H_2} = V_2 - V_1 \text{ (мл)}.$$

В отчете по лабораторной работе необходимо записать уравнение проводимой реакции (1) и данные опыта:

- 1) навеска цинка, m_{Zn} , г;
- 2) температура в лаборатории, $T = 273 + t^{\circ}C$;
- 3) атмосферное давление, $P_{атм.}$, мм.рт.ст. ;
- 4) давление водяных паров при температуре проведения опыта (таблица 1), P_{H_2O} , мм. рт. ст.;
- 5) V_1 и V_2 , мл – начальный и конечный уровни воды в бюретке B_1 ;

$V_{H_2} = V_2 - V_1$ (мл) – объем выделившегося водорода в условиях опыта.

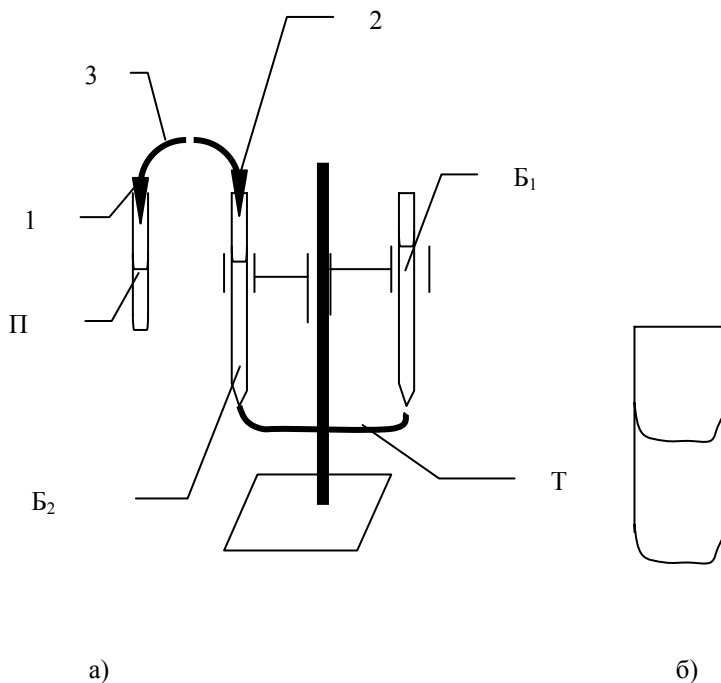


Рисунок 1

Рассчитайте:

- 1) давление водорода в бюретке B_1 :
 $P_{H_2} = P_{атм} - P_{H_2O}$ (мм. рт. ст.);
- 2) объем водорода (V_0) при нормальных условиях ($P_0 = 760$ мм.рт.ст., $T_0 = 273K$) рассчитываем по уравнению:

$$\frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}; V_0 = \frac{P_{H_2} \cdot 273}{760 \cdot T} \cdot V_{H_2} \text{ (мл)};$$
- 3) экспериментальную величину молярной массы эквивалента цинка рассчитывают по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{i\dot{a}}}{m_{\dot{Y}(i\dot{a})}} = \frac{V_0}{V_{\dot{Y}(i\dot{2})}}; \quad m_{\dot{Y}(i\dot{a})} = \frac{m_{i\dot{a}} \cdot V_{\dot{Y}(i\dot{2})}}{V_0}, \quad \text{г/моль,}$$

где $V_{\dot{Y}(i\dot{2})}$ - объем, занимаемый одним эквивалентом газа (водорода) = 11200 мл;

- 4) теоретическое значение молярной массы эквивалента цинка определяется по уравнению:

$$m_{\dot{Y}(\dot{O})} = \frac{A}{B},$$

где A – молярная масса атома металла;
 B – его валентность;

- 5) относительная ошибка опыта рассчитывается по формуле:

$$\text{П}\% = \pm \frac{m_{\dot{Y}(\dot{O})} - m_{\dot{Y}}}{m_{\dot{Y}(\dot{O})}} \cdot 100\%.$$

Таблица 1 - Зависимость давления насыщенных паров воды от температуры

t^0, C	$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт. ст.}$	t^0, C	$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт. ст.}$	t^0, C	$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт. ст.}$
10	9,2	16	13,6	22	19,8
11	9,8	17	14,5	23	21,1
12	10,5	18	15,5	24	22,4
13	11,2	19	16,5	25	23,7
14	12,0	20	17,5	26	25,2
15	12,8	21	18,7	27	26,7

Контрольные вопросы

1. Сформулировать закон эквивалентов и написать его математическое выражение.
2. От чего зависит эквивалент химического элемента: а) от валентности элемента; б) всегда является постоянной величиной?
3. Рассчитать молярную массу эквивалента кислорода и его эквивалентный объем.
4. Чему равна молярная масса эквивалента водорода и его эквивалентный объем?
5. Как рассчитать молярные массы эквивалентов оксида и кислоты?

6. Как рассчитать молярные массы эквивалентов основания и соли?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 (4ч.)
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ
РАВНОВЕСИЕ

Цель работы. Практическое изучение закономерностей протекания химических реакций с использованием закона действующих масс, правила Вант-Гоффа и принципа Ле Шателье.

Предмет и содержание работы.

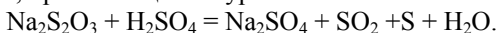
Зависимость скорости реакции от концентрации определяется **законом действия масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Химическое равновесие – состояние системы, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными. Смещение химического равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие будет ослаблено.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, FeCl_3 , NaCNS , NaCl , дистиллированная вода.

**Опыт 1 Влияние концентрации реагирующих веществ на
скорость гомогенной химической реакции**

Зависимость скорости реакции от концентрации можно изучить на реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, протекающей по уравнению



Последовательность проведения работы.

Приготовьте три раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ различной концентрации. Для этого в три пробирки пипеткой внесите: в первую – 4 капли 1н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 8 капель дистиллированной воды; во вторую – 8 капель 1н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли воды; в третью – 12 капель 1н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Если условно обозначить полученную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в первой пробирке – C , то во второй пробирке концентрация будет – $2C$, в третьей – $3C$.

Для того, чтобы осуществилась реакция образования серы, необходимо добавить в каждую пробирку 1 каплю 2 н раствора серной кислоты и заметить время протекания реакции с момента добавления H_2SO_4 до образования в растворе осадка (появления мути). Время реакции τ (сек) записать в соответствующую графу таблицы 2.

Рассчитайте относительную скорость реакции, как величину, обратно пропорциональную времени протекания реакции $V_{\text{отн}} = 100/\tau$, сек^{-1} .

Используя закон действующих масс, напишите выражение скорости изучаемой реакции. Концентрация какого из реагирующих веществ влияет на скорость?

Таблица 2

№ пробирки	Количество капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Количество капель H_2O	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Количество капель H_2SO_4	Время протекания реакции τ , сек.	Относительная скорость $V_{\text{отн}}$
1	4	8	C	1		
2	8	4	$2C$	1		
3	12	0	$3C$	1		

Начертите график зависимости скорости изученной реакции от концентрации этого вещества, отложив по оси X значение концентрации, а по оси Y – соответствующую относительную скорость реакции. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 2 Влияние температуры на скорость гомогенной химической реакции

Зависимость скорости реакции от температуры можно изучить по той же реакции, что и в первом опыте.

Последовательность проведения работы.

Возьмите 4 пробирки. В три из них внесите по 10 капель 1 н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в четвертую – 1-2 мл 2 н раствора H_2SO_4 .

В химический стакан емкостью 100 мл налейте водопроводной воды $\frac{1}{2}$ его объема. Опустите в стакан термометр, пробирку с H_2SO_4 и

одну пробирку с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для выравнивания температуры необходимо выдержать пробирку в стакане в течение 5 мин. Запишите температуру t_1 . Затем пипеткой прибавьте одну каплю H_2SO_4 к раствору $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Заметьте время начала реакции от момента добавления кислоты до появления помутнения (образование серы) τ . Эту пробирку выньте из стаканчика и поставьте в него вторую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Воду в стакане нагрейте до температуры на 10^0 С выше первоначальной (температуру воды можно поднять, добавляя горячей воды).

Проведите реакцию при температуре $t_2 = t_1 + 10$ и запишите время ее протекания.

Аналогично проведите реакцию в третьей пробирке при температуре на 10^0 С выше прежней, то есть $t_3 = t_2 + 10$ и запишите время ее протекания. Данные эксперимента сведите в таблицу 3.

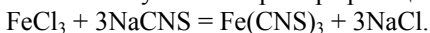
Таблица 3

№ пробирки	Температура опыта, °С	Продолжительность реакции, сек	Относительная скорость $V_{\text{отн}} = 100/\tau, \text{c}^{-1}$	Температурный коэффициент γ
1				
2				
3				

Начертите график зависимости скорости реакции от температуры проведения опыта. На оси абсцисс отложите температуру, на оси ординат – относительную скорость реакции. Запишите уравнение правила Вант - Гоффа и, используя данные опыта, сделайте вывод. Согласуется ли полученный график с правилом?

Опыт 3 Смещение равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ

Смещение равновесия изучите на примере реакции



О направлении смещения равновесия можно судить по изменению интенсивности окраски растворов при добавлении одного из исходных веществ или продуктов (бордовую окраску раствору придает $\text{Fe}(\text{CNS})_3$).

Последовательность проведения работы.

В пробирку налейте 1,5-2 мл разбавленного раствора FeCl_3 и столько же разбавленного раствора NaCNS или NH_4CNS . Если полученная система имеет темно-бордовую окраску, то ее следует вдвое разбавить дистиллированной водой. Размешайте смесь и разлейте поровну в три пробирки. Первую пробирку сохраните в качестве эталона для сравнения окраски растворов. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли концентрированного раствора NaCNS , а в третью присыпьте несколько кристаллов NaCl . Сравните интенсивность окраски полученных растворов с эталоном. Результаты опыта занесите в таблицу 4.

Таблица 4

№ пробирки	Добавленный реагент	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	Эталон		
2	NaCNS		
3	NaCl		

Напишите выражение константы равновесия для изученной реакции. Объясните смещения равновесия, применив принцип Ле-Шателье.

Контрольные вопросы

Дайте определение и приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций. Как находятся их скорости?

От каких факторов зависит скорость химических реакций? Дайте определение закона действия масс.

Напишите математическое выражение закона действия масс. Что называют константой скорости? Каков физический смысл этой величины?

Напишите математическое выражение правила Вант – Гоффа. Что называют температурным коэффициентом реакции? Какие он может иметь значения?

Почему повышение температуры увеличивает скорость реакции? Какие столкновения молекул называют активными?

Что называют химическим равновесием? Почему оно является динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?

Дайте определение константы химического равновесия. Зависит ли эта величина от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления?

Что называют смещением химического равновесия?

Как смещается равновесие системы под влиянием изменения: а) концентрации одного из реагирующих веществ, б) температуры, в) давления?

Напишите выражение скорости химической реакции для гетерогенной системы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 (4ч) ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций на основании проведенных опытов. Овладение методом электронного баланса.

Предмет и содержание работы.

Окислительно-восстановительными называют процессы, которые, в отличие от реакций обмена, сопровождаются смещением электронов от одних свободных или связанных атомов к другим. Повышение окислительного числа называется **окислением (отдача электронов)**, а уменьшение – **восстановлением (принятие электронов)**.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы H_2SO_4 , Na_2SO_3 , KMnO_4 , FeCl_3 , NaCNS , SnCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , дистиллированная вода.

Опыт 1 Окислительные свойства перманганата калия

Последовательность проведения работы.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора KMnO_4 , добавьте такой же объем раствора H_2SO_4 (для создания кислой среды). Затем добавьте шпатель кристаллической соли Na_2SO_3 , встряхните содержимое пробирки. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции, учитывая, что ионы SO_3^{2-} восстанавливают KMnO_4 до Mn^{2+} , сами же окисляются до SO_4^{2-} . Используя метод электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2 Окислительные свойства соединений железа (III)

Последовательность проведения работы.

В три пробирки налейте по 5-6 капель раствора хлорида железа (III). В одну пробирку добавьте 3-4 капли раствора хлорида олова (II), в другую пробирку 3-4 капли раствора иодида калия, а третью пробирку оставьте для сравнения. Затем во все три пробирки добавьте по 2-3 капли раствора роданида натрия (NaCNS). Напишите уравнения реакций. Объясните, почему не появляется кроваво-красной окраски в первой и второй пробирках. Выделение свободного йода во второй пробирке можно обнаружить с помощью йод-крахмальной бумажки.

На основе электронного баланса подберите коэффициенты к уравнениям окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислители и восстановители.

Опыт 3 Окислительные свойства бихромата калия в кислой среде

Последовательность проведения работы.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора бихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), добавьте к нему 3-4 капли раствора серной кислоты, а затем насыпьте несколько кристалликов сульфита натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Используя метод электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что называют степенью окисления?
3. Что называют окислением и восстановлением, окислителем и восстановителем?
4. Назовите вещества, наиболее известные как сильные окислители или восстановители. За счет чего каждое из них проявляет эти свойства?
5. В чем сущность метода электронного баланса?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 (2ч) РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы. Экспериментальное изучение процессов, протекающих в растворах электролитов с использованием записи уравнений в ионно-молекулярной форме согласно теории электролитической диссоциации.

Предмет и содержание работы.

В растворах электролиты образуют ионы, поэтому для отражения сущности реакций используются так называемые ионные уравнения, подтверждающие тот факт, что в растворах происходят реакции не между молекулами, а между ионами. **Согласно теории электролитической диссоциации** при реакциях в растворах электролитов возможно образование либо сильных электролитов, либо образование труднорастворимых веществ (осадков), летучих веществ (газов), слабых электролитов и комплексных ионов.

В ионно-молекулярных уравнениях растворимые сильные электролиты пишутся в виде ионов, а слабые электролиты, труднорастворимые (осадки) и летучие (газы) вещества – в виде молекул.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , $CuSO_4$, CH_3COONa , H_2SO_4 , NH_4Cl , $NaOH$, $BaCl_2$, $ZnCl_2$, дистиллированная вода.

Опыт 1 Образование осадка

Последовательность проведения работы.

Возьмите 2 пробирки и в каждую из них налейте по 4-5 капель $Al_2(SO_4)_3$ (первая пробирка) и $CuSO_4$ (вторая пробирка). В обе пробирки добавьте по 1-2 капли раствора $BaCl_2$. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Опыт 2 Образование слабодиссоциированных соединений и газов

Последовательность проведения работы.

1. В пробирку налейте 3-5 капель ацетата натрия (CH_3COONa) и такой же объем разбавленной серной кислоты. Обратите внимание на

появление запаха. Напишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

2. Насыпьте в пробирку шпателем сухой соли хлорида аммония (NH_4Cl), прилейте несколько капель дистиллированной воды для ее растворения, добавьте в пробирку 3-5 капель раствора гидроксида натрия (NaOH). Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

3. Добавьте к 3-5 каплям раствора карбоната натрия (Na_2CO_3) такой же объем раствора серной кислоты. Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Опыт 3 Растворение осадка

Последовательность проведения работы.

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора хлорида цинка (ZnCl_2) и добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Какого цвета образовался осадок? Напишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

2. Содержимое пробирки разделите на две части. В первую пробирку налейте 4-5 капель серной кислоты, а во вторую 4-5 капель раствора гидроксида натрия до растворения осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод, почему произошло растворение осадка?

Контрольные вопросы

1. Что такое электролитическая диссоциация?
2. Какие электролиты называются сильными? Приведите примеры.
3. Какие электролиты называются слабыми? Приведите примеры.
4. В каком случае возможна реакция при сливании растворов электролитов?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6 (2ч) ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы. Изучение на практике взаимодействия солей с водой и написание процесса гидролиза соли в ионно-молекулярной форме.

Предмет и содержание работы.

Взаимодействие солей с водой, в результате которого образуются кислота (или кислая соль), и основание (или основная соль), называется **гидролизом солей**. Гидролизу подвергается соль, **в состав которой входит ион слабого электролита: анион слабой кислоты или катион слабого основания**. Этот процесс чаще всего сопровождается изменением реакции среды (рН).

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы Na_2CO_3 , ZnCl_2 , NaCl , дистиллированная вода, индикатор (лакмус).

Опыт Гидролиз солей

Последовательность проведения работы.

Возьмите 4 пробирки и налейте по 5-6 капель: в первую - дистиллированной воды; во вторую - раствора Na_2CO_3 ; в третью - ZnCl_2 ; в четвертую - раствора NaCl . В каждую пробирку добавьте по 1-2 капли лакмуса. Сравните окраску лакмуса в растворах солей с окраской в воде. Какие соли гидролизуются? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в ионно - молекулярной и молекулярной формах. Сделайте вывод по результатам опыта. Укажите, какую среду имеют водные растворы взятых солей.

Таблица 5

Среда	Окраска индикаторов		
	лакмус	метилоранжевый	фенолфталеин
Кислая (pH<7)	Розовый	Красный	Бесцветный
Щелочная (pH>7)	Синий	Желтый	Малиновый
Нейтральная (pH=7)	Сине-фиолетовый	Оранжевый	Бесцветный

Контрольные вопросы

1. Что называется гидролизом соли?
2. Что такое водородный показатель?
3. Какие соли могут подвергаться гидролизу?
4. Чем определяется реакция среды растворов образующихся веществ?
5. Какую окраску имеет лакмус в различных средах?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7 (2ч) ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

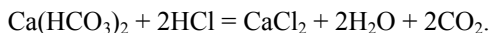
Цель работы. Определение временной жесткости водопроводной воды методом титрования

Предмет и содержание работы. **Карбонатная или временная жесткость воды вызвана присутствием гидрокарбонатов кальция и магния.** При кипячении гидрокарбонаты разрушаются, а образующиеся малорастворимые карбонаты выпадают в осадок.

Приборы и реактивы: мерный цилиндр, конические колбы, штатив, бюретка, пробирки, пипетки; водный раствор HCl, индикатор метилоранж, водопроводная вода.

Опыт Определение временной жесткости водопроводной воды

Способ основан на реакции между гидрокарбонатами кальция и магния и соляной кислотой



При титровании кислотой, добавленный к воде индикатор метилоранж изменяет свою окраску, когда в растворе появится небольшой избыток кислоты.

Последовательность проведения работы.

Мерным цилиндром прилейте в 3 конические колбы по 50 мл водопроводной воды. В каждую колбу прибавьте по 2-3 капли метилоранжа. Одна колба будет контрольной. Во вторую колбу приливайте из бюретки по каплям 0,01н раствор соляной кислоты (раствор в колбе постоянно перемешивайте) до тех пор, пока от одной капли HCl окраска раствора из желтой не перейдет в оранжевую (сравните с цветом в контрольной колбе). Заметьте объем кислоты (V_K), пошедший на титрование (запишите его).

Бюретку вновь заполните до нулевой отметки раствором кислоты и оттитруйте раствор в третьей колбе. Титрование проводят 3 раза, для расчетов используют средний результат

$$\left(\frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = V_{CP} \right).$$

Расчет временной жесткости воды производят по формуле:

$$E = \frac{V_{\text{н\ddot{o}}} \cdot \tilde{N}_i \cdot 1000}{V_{i_2i}}$$

где J – временная жесткость воды ммоль/л;
 $V_{\text{ср}}$ – средний объем кислоты, пошедший на титрование, мл;
 $C_{\text{н(НСl)}}$ – нормальная концентрация раствора кислоты;
 $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем воды, мл.

Контрольные вопросы

1. Чем обусловлена жесткость воды?
2. Дайте понятия временной, постоянной и общей жесткости воды.
3. В каких единицах измеряется жесткость воды?
4. Какие существуют методы устранения жесткости?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8 (4 ч) КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы. Получение комплексных соединений экспериментальным путем. Изучение их состава и свойств.

Предмет и содержание работы. Сложные соединения, полученные за счет взаимодействия молекул двух и более химических соединений, получили название **комплексных или координационных соединений**. В состав комплексных соединений входят: комплексообразователь и лиганды, которые образуют внутреннюю сферу (комплексный ион), а также внешняя сфера, состоящая из молекул и (или) ионов, не вошедших в состав комплексного иона.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, KI , FeCl_3 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, NaSCN , NaOH , CoCl_2 , NH_4SCN , дистиллированная вода.

Опыт 1 Получение аммиаката меди

Последовательность проведения работы:

а) налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата меди. Прилейте 3-4 капли раствора NaOH . Наблюдайте образование осадка, запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

б) налейте в другую пробирку 2-3 мл раствора сульфата меди. Добавьте по каплям, при перемешивании, раствор аммиака (NH_4OH). Обратите внимание на первоначальное выпадение осадка основной соли и отметьте ее цвет. Добавление раствора аммиака продолжайте до полного растворения осадка, т.е. до получения темно-синего раствора

комплексной соли $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Запишите уравнение реакции получения аммиаката меди.

Полученный раствор разделите на две части. К одной из них добавьте раствор щелочи. Что наблюдаете при этом? Сравните с пунктом а) данного опыта. В другую пробирку с раствором комплексной соли меди прилейте 2-3 капли раствора $BaCl_2$. Что наблюдаете при этом? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах. На основании результатов опыта запишите, на какие ионы диссоциирует комплексная соль $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Опыт 2 Получение ацидокомплексов

Последовательность проведения работы.

К 5-7 каплям раствора нитрата ртути (II) добавьте по каплям раствор иодида калия. Отметьте цвет образующегося осадка и его последующее растворение в избытке раствора KI . Запишите уравнения обеих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что при растворении осадка иодида ртути в избытке иодида калия, образуется бесцветный раствор комплексной соли ртути (ее координационное число равно 4).

Опыт 3 Диссоциация комплексных соединений и двойных солей

Последовательность проведения работы.

Для выполнения опыта нужны 3 пробирки. В первую налейте 3-4 капли раствора $FeCl_3$, во вторую 3-4 капли раствора $NH_4Fe(SO_4)_2$, а в третью пробирку 3-4 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. В каждую из них добавьте по 2-3 капли раствора роданистой соли ($NaCNS$). Что наблюдаете при этом? Объясните, почему в третьей пробирке красная кровяная соль, содержащая Fe^{3+} , не образует окрашенного соединения с $NaCNS$. Запишите уравнения проведенных обменных реакций и уравнения диссоциации двойной и комплексной солей. Напишите также выражение константы нестойкости комплексного иона.

Опыт 4 Влияние концентрации раствора на устойчивость комплексных ионов

Последовательность проведения работы.

К 2-3 каплям раствора CoCl_2 (обратите внимание на окраску раствора) добавьте несколько кристалликов сухой соли NH_4CNS . Отметьте изменение цвета раствора, напишите уравнение реакции получения комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$ и выражение константы нестойкости комплексного иона.

Полученный раствор разбавьте водой. Чем объясняется изменение окраски раствора? Напишите уравнение соответствующей реакции. Сделайте вывод о влиянии разбавления на устойчивость комплексного иона.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте основные положения координационной теории Вернера.
2. Что называется комплексообразователем, лигандами, внутренней и внешней сферами?
3. Какие структурные единицы могут выполнять роль лигандов? Какие виды лигандов встречаются в комплексных соединениях?
4. Как определяется заряд комплексного иона?
5. Что называется координационным числом комплексообразователя (центрального иона) и от каких факторов зависит его значение?
6. Какова природа химической связи в комплексных соединениях?
7. Как происходит диссоциация комплексных соединений? Что называется константой нестойкости?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9 (2 ч) КОРРОЗИЯ МЕТТАЛЛОВ

Цель работы. Практическое изучение процессов электрохимической коррозии металлов и способов защиты от коррозии.

Предмет и содержание работы. **Коррозией называют процессы разрушения металлов при их контакте с окружающей средой.** При этом металл переходит в окисленное (ионное) состояние и теряет присущие ему свойства.

Электрохимическая коррозия возникает при контакте металлов с электролитами (на воздухе, в почве, в растворах электролитов и т.п.). Причиной ее возникновения является образование на поверхности металла **короткозамкнутых гальванических элементов.** На анодном участке идет процесс окисления металла, а на катодном протекает процесс деполяризации. В кислой среде

коррозия протекает с водородной деполяризацией, в нейтральной среде – с кислородной деполяризацией.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; гранулированный цинк, медная проволока, пластинки оцинкованного и луженого железа, пластинки цинковые и стальные, водные растворы H_2SO_4 , $Hg(NO_3)_2$, $NaCl + K_3[Fe(CN)_6]$, гвоздь, наждачная и фильтровальная бумага, дистиллированная вода.

Опыт 1 Коррозия при контакте двух металлов

Последовательность проведения работы.

Налейте $\frac{1}{4}$ объема пробирки раствора серной кислоты, поместите туда кусочек гранулированного цинка. Напишите уравнение реакции. Поместите в этот же раствор медную проволоку, не касаясь цинковой гранулы. Убедитесь, что на меди выделение водорода не происходит.

Прикоснитесь медной проволокой к цинковой грануле. Объясните выделение водорода на меди в этом случае.

Составьте электрохимическую схему возникающей гальванопары. Как повлиял контакт цинка с медью на скорость его коррозии?

Перед опытом следует зачистить конец медной проволоки наждачной бумагой, промыть его водопроводной водой. По окончании опыта цинковую гранулу и медную проволоку промыть водой и просушить фильтровальной бумагой.

Опыт 2 Анодные и катодные покрытия

Последовательность проведения работы.

Возьмите пластинку оцинкованного и луженого железа, сделайте на их поверхности глубокие царапины гвоздем или лезвием. Затем нанесите на обе пластины (на царапины) по капле раствора $NaCl + K_3[Fe(CN)_6]$. На каком образце корродирует железо, и на каком металл покрытия?

Составьте схемы коррозионных элементов (среда нейтральная). Хлор-ионы ускоряют процесс коррозии, а $K_3[Fe(CN)_6]$ является качественным реактивом на ионы Fe^{2+} , образуя с ними соединение синего цвета – турнбулеву синь $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Образцы промойте водопроводной водой и просушите фильтровальной бумагой.

Опыт 3 Протекторная защита

Последовательность проведения работы.

В два стакана налейте по 15-20 мл раствора NaCl с добавкой $K_3[Fe(CN)_6]$. В один стакан поместите цинковую и стальную пластинки, не соединенные между собой. В другой стакан, те же пластинки, но соединенные между собой проволокой.

Пронаблюдайте, где происходит посинение раствора за счет образования соединения $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$? Объясните это явление. Чем объясняется отсутствие коррозии железа в другом стакане? Запишите схему работы коррозионного гальванического элемента.

Контрольные вопросы

1. Что называют коррозией металлов?
2. Какие различают виды коррозии и к каким из них относится газовая коррозия?
3. В чем заключается сущность электрохимической коррозии?
4. Какой из металлов в микрогальваническом элементе выполняет роль катода, а какой – анода? Чем определяется роль каждого металла?
5. Какой вид деполяризации преобладает в кислой среде? В нейтральной среде?
6. Какое железо подвергается коррозии быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью? Объясните.
7. Какие существуют методы защиты от коррозии?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10 (2 ч) СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА И НИКЕЛЯ

Цель работы. Получение и изучение химических свойств соединений железа, кобальта и никеля.

Предмет и содержание работы. Железо, кобальт и никель являются d-элементами VIII группы периодической системы элементов. Они имеют 2 ($4s^2$) электрона в наружном слое атома. В образовании химических связей принимают участие также электроны из предыдущего ($3d$) недостроенного слоя. В металлическом состоянии и в виде соединений обнаруживают между собой большое сходство, поэтому их выделяют в семейство железа. **Для этих элементов характерны степени окисления +2, +3.**

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы FeSO_4 , NiSO_4 , Br_2 , KMnO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeCl_3 , NaOH , NaSCN , CoCl_2 , , дистиллированная вода.

Опыт 1 Получение и окисление гидроксидов Fe(II), Co(II) и Ni(II)

Последовательность проведения работы:

а) в первую пробирку налейте по 5-7 капель свежеприготовленного раствора FeSO_4 , в другую раствор CoCl_2 и в третью – раствор NiSO_4 . В каждую пробирку добавьте по каплям раствора NaOH до образования осадков гидроксидов. Отметьте цвет осадков, запишите уравнения реакций в молекулярном, полном и кратком ионно-молекулярном виде. В пробирке с солью кобальта вначале выпадает синий осадок основной соли. Дополнительно приливая раствор NaOH и нагревая пробирку, заметьте изменение цвета из-за образования розового $\text{Co}(\text{OH})_2$. Пробирки с осадками сохраните;

б) в пробирке с $\text{Fe}(\text{OH})_2$ самопроизвольно, под действием воды и кислорода воздуха, происходит переход от $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Как изменяется окраска? Напишите уравнение реакции. Отмечается ли окисление $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ на воздухе?

в) под тягой, в пробирке с гидроксидами кобальта (II) и никеля (II), прилейте по несколько капель бромной воды (Br_2). В каком случае происходит заметная реакция? Нагрейте пробирку с $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и добавленной бромной водой. В этом случае происходит реакция окисления согласно уравнению



Сравните легкость окисления соединений железа (II), кобальта (II) и никеля (II).

Опыт 2 Восстановительные свойства солей двухвалентного железа

Последовательность проведения работы.

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия (KMnO_4), прилейте к нему 2-3 капли раствора серной кислоты для создания кислой среды и присыпьте несколько кристалликов соли FeSO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции и подберите к нему коэффициенты на основе электронного баланса.

Опыт 3 Открытие ионов двух- и трехвалентного железа

Последовательность проведения работы.

Реактивом для открытия Fe^{2+} является красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, реактивом для открытия Fe^{3+} является желтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а также роданистая соль NaCNS .

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора хлорного железа (FeCl_3) и добавьте к нему 1-2 капли роданистой соли. Что наблюдаете? Запишите молекулярное, полное и краткое ионно-молекулярное уравнения реакции.

2. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора FeCl_3 и добавьте к нему 2-3 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование осадка берлинской лазури синего цвета.

Запишите молекулярное, полное и краткое ионно-молекулярное уравнения реакции.

3. Налейте в пробирку 2-3 капли свежеприготовленного раствора FeSO_4 , добавьте к нему 2-3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование осадка турбулевой сини. Запишите молекулярное, полное и краткое ионно-молекулярное уравнения реакции.

Опыт 4 Открытие ионов кобальта (II) и никеля (II)

Последовательность проведения работы.

1. Налейте в пробирку 2-3 капли розового раствора соли кобальта (CoCl_2 или CoSO_4). Прилейте к нему по каплям концентрированного раствора NaCNS . Наблюдайте образование комплексной соли кобальта, содержащей ионы $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$ синего цвета. Запишите уравнение в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

2. Прилейте к 3-4 каплям раствора NiSO_4 раствор аммиака до растворения образующегося в начале осадка. В результате образования комплексного соединения, содержащего ионы $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, раствор окрашивается в голубой цвет. Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. Составьте электронные формулы атомов железа, кобальта, никеля.
2. Чем объясняется хорошая комплексообразующая способность этих элементов?

3. Дайте характеристику окислительно-восстановительной способности соединений железа, кобальта, никеля.
4. Почему соли двухвалентного железа часто применяют в качестве восстановителей?
5. Как можно обнаружить в растворе ионы Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} ?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10 (2 ч) СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА

Цель работы. Получение и изучение химических свойств соединений хрома и марганца.

Предмет и содержание работы. Согласно электронному строению атомов хрома и марганца их соединениям свойственны следующие окислительные числа: **хром** - +1, +2, +3, +4, +5, +6; **марганец** - +2, +3, +4, +6, +7. Структура внешних энергетических уровней характеризует эти элементы как металлы.

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки; водные растворы MnSO_4 , NaOH , CrCl_2 , H_2O_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrCl_3 , H_2SO_4 , Na_2SO_3 , дистиллированная вода.

Опыт 1 Получение и свойства гидроксидов хрома (III) и марганца (II)

Последовательность проведения работы.

Налейте в первую пробирку 6-7 капель раствора хрома (III), во вторую такой же объем соли марганца (II). Добавьте в каждую пробирку по каплям раствор NaOH до образования осадков. Отметьте цвет осадков. Содержимое каждой пробирки разделите на две части. К одной части прилейте раствор серной кислоты, к другой – раствор щелочи. Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о характере гидроксидов, учитывая, что гидроксид марганца, в отличие от гидроксида хрома, растворяется только в кислоте.

Опыт 2 Окисление соединений хрома (III)

Последовательность проведения работы.

Налейте в пробирку 5-7 капель раствора соли хрома (II) и добавьте туда избыток щелочи до растворения появляющегося осадка гидроксида хрома (III). Заметьте цвет образовавшегося раствора

хромита. К полученному раствору прилейте 3%-й раствор перекиси водорода (H_2O_2) и наблюдайте изменение окраски раствора. Запишите уравнения реакций. Для уравнения процесса окисления хромита (CrO_2^-) в хромат (CrO_4^{2-}) подберите коэффициенты на основе электронного баланса.

Опыт 3 Окислительные свойства бихроматов

Последовательность проведения работы.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора $K_2Cr_2O_7$, добавьте 5-6 капель раствора серной кислоты и насыпьте шпатель сульфата натрия (Na_2SO_3) или нитрита калия (KNO_2). Как изменяется окраска раствора? Составьте уравнение реакции, учитывая, что хром восстанавливается до Cr^{3+} . Подберите коэффициенты на основе электронного баланса.

Опыт 4 Переход хроматов в бихроматы и обратно

Последовательность проведения работы.

Налейте 7-8 капель хромата в одну пробирку и бихромата – в другую. Заметьте окраску растворов. В пробирку с раствором хромата прилейте 5-6 капель серной кислоты, а в пробирку с бихроматом – раствор $NaOH$. Как изменились окраски растворов? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.

Опыт 5 Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

Последовательность проведения работы.

Продукты восстановления ионов MnO_4^- зависят от реакции среды. Так, в кислых растворах они восстанавливаются до Mn^{2+} , в нейтральных – до MnO_2 и в щелочных растворах ион MnO_4^- восстанавливается до MnO_4^{2-} .

Налейте в три пробирки по 5-6 капель раствора $KMnO_4$. В одну из них добавьте такой же объем раствора серной кислоты, в другую ничего не добавляйте и в третью – концентрированного раствора щелочи. Во все три пробирки насыпьте по шпателю соли сульфата натрия (Na_2SO_3). Цвет растворов изменится различным образом. Отметьте эти цвета. Составьте уравнения реакций, подберите к ним коэффициенты на основе электронного баланса. В какой среде

KMnO_4 проявляет особо сильно выраженные окислительные свойства?

Контрольные вопросы

1. Составьте электронные формулы атомов хрома и марганца.
2. Какие степени окисления характерны для марганца?
3. Какие степени окисления характерны для хрома?
4. Как зависят продукты восстановления ионов MnO_4^- от среды раствора?
5. В каком соединении проявляются восстановительные свойства хрома?
6. Как изменяются кислотно-основные свойства соединений хрома и марганца?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11 (2ч)
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Цель работы. Изучение химических свойств металлов на примере их взаимодействия с концентрированными и разбавленными кислотами и водными растворами щелочей.

Предмет и содержание работы. Характерным **химическим свойством металлов является их восстановительная активность**, характеризующаяся значением стандартного окислительно-восстановительного потенциала. Согласно этому, важнейшие металлы расположены в ряд напряжений и условно делятся на три группы: **активные (Li-Al), средней активности (Ti-H₂), малоактивные (H₂-Au)**. Отношение металлов к типичным окислителям (неметаллы, вода, кислоты, и др. сложные вещества) определяются активностью металла и концентрацией окислителя (кислоты).

Приборы и реактивы: штатив, пробирки, пипетки, спиртовка; образцы железа, цинка, алюминия, меди; раствор HNO_3 (конц), водные растворы HCl , H_2SO_4 , NaOH .

Опыт 1 Действие соляной и разбавленной серной кислот на металлы

Последовательность проведения работы:

а) в четыре пробирки налейте по 2-3 мл раствора соляной кислоты. В одну пробирку поместите кусочек железа, в другую – кусочек цинка, в третью – кусочек алюминия и в четвертую – кусочек

меди. Какие металлы реагируют с кислотой?

б) повторите предыдущий опыт с раствором серной кислоты. Что наблюдаете? Выразите все происходящие процессы соответствующими уравнениями реакций. Сделайте общий вывод о взаимодействии соляной и разбавленного раствора серной кислот на металлы.

Опыт 2 Действие щелочного раствора на алюминий

Последовательность проведения работы.

В пробирку налейте 2-3 мл 30%-го раствора NaOH и опустите туда алюминиевую проволоку. Если реакция не идет, подогрейте пробирку на спиртовке. Когда начнется энергичное выделение газа, поднесите к отверстию пробирки зажженную спичку. Что наблюдаете?

Составьте уравнения реакции по стадиям и суммарное уравнение, имея ввиду, что соль тетрагидроксоалюмината натрия – $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Опыт 3 Пассивирование алюминия

Последовательность проведения работы.

Опыт проводится демонстрационно под тягой.

В склянку с концентрированной азотной кислотой HNO_3 опустите на 3-4 минуты алюминиевую проволоку, предварительно зачистив её поверхность наждачной бумагой. Затем выньте проволоку из азотной кислоты, промойте её водой и опустите в пробирку с раствором соляной кислоты HCl. Что наблюдаете?

Сделайте вывод о различии поведения алюминия в опыте 1(а) и в данном опыте.

Контрольные вопросы

1. На какие группы делятся металлы согласно своей химической активности? Чем характеризуется активность металла?
2. Укажите продукты взаимодействия металлов с водой и с водными растворами щелочей? Какой ион в этих реакциях является окислителем?
3. Укажите схему взаимодействия металлов с раствором соляной кислоты и с разбавленным водным раствором серной кислоты?
4. Какой ион выполняет роль окислителя при взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой. Укажите схему

взаимодействия.

5. По какой схеме идет процесс взаимодействия металлов с концентрированным и разбавленным раствором азотной кислоты?
6. Какова окислительная способность смеси азотной и соляной кислот? Что является при этом активным началом?

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н.А. Общая химия / Н.А. Глинка.– М.: Интеграл - Пресс, 2000. –728 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия/Н.В. Коровин.– М.: Высшая школа, 1998. –557 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии/ Н.Л. Глинка.– М.: Интеграл-Пресс, 2002. –240 с.
4. Левант Г.Е. Практикум по общей химии / Г.Е. Левант, Г.А. Райцын - М.: Высшая школа, 1986. - 336 с.
5. Руководство к лабораторным работам по общей и неорганической химии / под ред. Ф.Л. Кульба.- Л.: Химия, 1989.- 280 с.