

РОСЖЕЛДОР

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Ростовский государственный университет путей сообщения»
(ФГБОУ ВО РГУПС)**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие

2-е издание

Ростов-на-Дону
2017

УДК 541(07) + 06

Рецензент – кандидат технических наук, доцент М.А. Буракова

Лабораторные работы по общей химии: учебно-методическое пособие / Ю.Ф. Мигаль, С.Б. Булгаревич, С.Н. Мижирицкая, В.А. Февралева, М.А. Савенкова, В.Н. Доронькин, З.А. Рогожина, Г.П. Камышанская, С.А. Воляник; ФГБОУ ВО РГУПС. – 2-е изд. – Ростов н/Д, 2017. – 38 с.

Пособие содержит описание лабораторных работ по различным разделам общей химии. Экспериментальной части предшествует теоретическое введение.

Предназначено для студентов, изучающих курс общей химии.

Одобрено к изданию кафедрой «Химия».

© Колл. авт., 2017

© ФГБОУ ВО РГУПС, 2017

СОДЕРЖАНИЕ

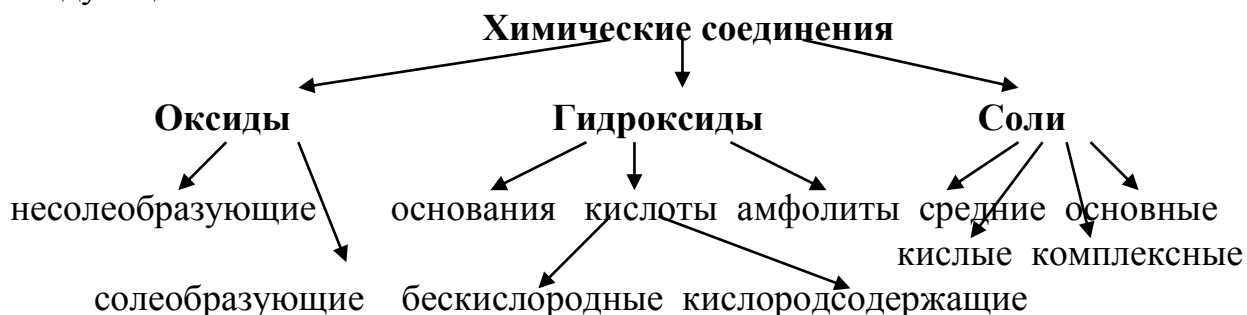
Лабораторная работа № 1. Основные классы неорганических соединений	4
Лабораторная работа № 2. Исследование тепловых эффектов химических реакций	7
Лабораторная работа № 3. Исследование скорости химических реакций	10
Лабораторная работа № 4. Исследование химического равновесия	12
Лабораторная работа № 5. Изучение свойств растворов	15
Лабораторная работа № 6. Изучение окислительно-восстановительных реакций	19
Лабораторная работа № 7. Гальванический элемент и коррозия металлов	21
Лабораторная работа № 8. Исследование электродных процессов при электролизе растворов электролитов	24
Лабораторная работа № 9. Исследование свойств железа и его соединений	27
Лабораторная работа № 10. Исследование свойств хрома и его соединений	30
Лабораторная работа № 11. Исследование свойств марганца и его соединений	34

Лабораторная работа № 1.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Теоретическое введение

Классификацию сложных неорганических веществ можно представить следующей схемой:



Оксиды – это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 . Солеобразующие оксиды по химическим свойствам подразделяют на: а) основные оксиды – соединения металлов с кислородом Na_2O , CaO , которым отвечают основания (оксиды металлов с переменной степенью окисления, соответствующие ее максимальному значению, имеют кислотный характер); б) кислотные оксиды – соединения неметаллов с кислородом CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , которым соответствуют кислоты; в) амфотерные оксиды – в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, например, ZnO , BeO , Al_2O_3 и др.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, с образованием соли и воды; кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, также образуя соль и воду. Амфотерные оксиды взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами.

К **гидроксидам** относятся: а) **основания** – соединения, диссоциирующие в водных растворах на ионы металлов и гидроксильных групп (OH^-): $\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Растворимые в воде основания называются щелочами. Основания взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации), образуя соль и воду: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Щелочи реагируют с ангидридами кислот: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; с растворами солей: $2\text{KOH} + \text{FeCl}_2 = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$; б) **кислоты** – соединения, диссоциирующие в водных растворах на ионы водорода и кислотного остатка: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, например, HCl , H_2SO_4 . Число ионов водорода, способных замещаться на металл, определяет основность кислоты. Кислоты могут взаимодействовать с металлами, основными оксидами, основаниями и солями; в) **амфолиты** – это вещества, при диссоциации которых образуются как ионы водорода, так и гидроксильные ионы: $2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$. В зависимости от условий амфолиты или амфотерные гидроксиды могут проявлять свойства оснований и кислот.

Соли – это вещества, при диссоциации которых образуются ионы металлов и ионы кислотного остатка: $KCl = K^+ + Cl^-$, $K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}$. В зависимости от состава различают следующие виды солей: средние, кислые, основные и т.д. **Средние соли** образуются при полном замещении ионов водорода в молекулах кислоты ионами металла, например, Na_2SO_4 , Na_3PO_4 . **Кислые соли** получаются при неполном замещении ионов водорода в молекуле кислоты ионами металла, например, $NaHSO_4$. Диссоциация кислых солей происходит согласно уравнению: $NaHSO_4 = Na^+ + HSO_4^-$. Если гидроксильные группы основания замещаются кислотными остатками не полностью, то получаются основные соли, например, $MgOHCl$. Диссоциация основных солей происходит согласно уравнению: $MgOHCl = MgOH^+ + Cl^-$.

Характерными для солей являются реакции взаимодействия со щелочами, с кислотами, друг с другом и с более активными металлами.

Выполнение опытов

Цель работы: Изучить условия необратимости протекания реакций ионного обмена.

Опыт 1. Взаимодействие основного оксида с кислотой

Реактивы: Оксид меди (II) CuO , раствор серной кислоты H_2SO_4

Ход работы:

Внести в пробирку 2 микрошпателя оксида меди(II) и добавить 10 капель раствора серной кислоты. Содержимое пробирки слегка подогреть. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Объяснить изменение окраски. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 2. Взаимодействие амфотерного оксида с кислотой и со щелочью

Реактивы: Оксид цинка ZnO , раствор соляной кислоты HCl и раствор гидроксида натрия $NaOH$.

Ход работы:

Взять две пробирки, в каждую внести по 2 микрошпателя оксида цинка, в первую пробирку добавить 10 капель соляной кислоты, во вторую 10 капель раствора гидроксида натрия. Объяснить растворение осадка. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 3. Взаимодействие щелочи с кислотой

Реактивы: Раствор соляной кислоты HCl , раствор гидроксида натрия $NaOH$, фенолфталеин.

Ход работы:

Внести в пробирку 5 капель раствора гидроксида натрия и каплю фенолфталеина; потом добавить 5 капель соляной кислоты. Объяснить изменение окраски индикатора. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения

происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 4. Взаимодействие соли с кислотой

Реактивы: Раствор нитрата серебра AgNO_3 , раствор соляной кислоты HCl , раствор серной кислоты H_2SO_4 и раствор хлорида бария BaCl_2 .

Ход работы:

А) Внести в пробирку 5 капель раствора нитрата серебра и добавить 2 капли раствора соляной кислоты. Объяснить выпадение осадка. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

В) Внести в пробирку 5 капель раствора серной кислоты и добавить 5 капель раствора хлорида бария. Объяснить выпадение осадка. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 5. Взаимодействие соли со щелочью

Реактивы: Раствор хлорида кобальта CoCl_2 , раствор гидроксида натрия NaOH , раствор сульфата меди CuSO_4 .

Ход работы:

А) Внести в пробирку 5 капель раствора хлорида кобальта (II) и добавить 5 капель раствора гидроксида натрия. Отметить изменения, происходящие в растворе. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

В) Внести в пробирку 5 капель раствора сульфата меди (II) и добавить 5 капель раствора гидроксида натрия. Отметить изменения, происходящие в растворе. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 6. Взаимодействие солей друг с другом

Реактивы: Раствор нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и раствор иодида калия KI .

Ход работы:

Внести в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца (II) и добавить 5 капель иодида калия. Отметить изменения, происходящие в растворе. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Опыт 7. Получение средних солей

Реактивы: Раствор хлорида бария BaCl_2 и раствор хромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Ход работы:

Внести в пробирку 5 капель раствора хлорида бария и добавить 5 капель раствора хромата калия. Отметить изменения, происходящие в растворе. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций.

Определить, обратима или нет данная реакция. В последнем случае указать причину необратимости.

Лабораторная работа № 2.

ИССЛЕДОВАНИЕ ТЕПЛОВЫХ ЭФФЕКТОВ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Теоретическое введение

Химические процессы, протекающие с выделением или поглощением теплоты, называются соответственно экзотермическими или эндотермическими, а количество выделившейся или поглощенной теплоты – тепловым эффектом процесса. Знак «минус» соответствует уменьшению энтальпии системы (экзотермический эффект). Знак «плюс» – увеличению энтальпии (эндотермический эффект). Основой термодинамических расчетов служат закон Гесса и следствия из него.

Закон Гесса: Тепловой эффект химической реакции зависит от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути ее проведения.

Следствие из закона Гесса: Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{прод}}^{\text{обр}} - \sum \Delta H_{\text{исх}}^{\text{обр}},$$

где $\sum \Delta H_{\text{прод}}^{\text{обр}}$ – сумма теплот образования продуктов реакции,

$\sum \Delta H_{\text{исх}}^{\text{обр}}$ – сумма теплот образования исходных веществ.

Теплота образования – тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых веществ, устойчивых при стандартных условиях. Стандартная теплота образования обозначается ΔH_{298}° или ΔH° ($p = 101,3$ кПа, $T = 298$ К). Теплоты образования простых веществ принимаются равными нулю.

Тепловой эффект химической реакции, можно определить опытным путем с помощью калориметрических измерений.

Согласно теории электролитической диссоциации нейтрализация любой сильной кислоты любым сильным основанием в разбавленном растворе отвечает уравнению $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$. Количество тепла, выделяющегося при взаимодействии одного моль – эквивалента сильной кислоты с одним моль-эквивалентом сильного основания, называется *теплотой нейтрализации*.

Возможность самопроизвольного протекания реакции при $P, T = \text{const}$ определяют с учетом изменения энергии Гиббса (изобарно-изотермического потенциала) ΔG .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

где ΔH – изменение энтальпии, T – температура, ΔS – изменение энтропии.

Изменение энтропии можно также рассчитать по следствию из закона Гесса:

$$\Delta S = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0,$$

где $\sum S_{\text{прод}}^0$ – сумма стандартных энтропий продуктов реакции,

$\sum S_{\text{исх}}^0$ – сумма стандартных энтропий исходных веществ.

Если $\Delta G < 0$, то реакция протекает самопроизвольно. Если $\Delta G > 0$, то процесс самопроизвольно проходить не может.

Выполнение опытов

Опыт 1. Исследование теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

Цель работы:

1. Опытным путем определить тепловой эффект реакции нейтрализации 0,5М раствора соляной кислоты 0,5 М раствором гидроксида натрия.

2. Проверить применимость термодинамических функций для определения направления самопроизвольного протекания реакции.

Приборы и реактивы: Калориметр, термометр, 2 мерных сосуда, растворы гидроксида натрия NaOH (0,5М) и хлороводородной кислоты HCl (0,5М).

Ход работы:

- Отмерить мерным сосудом 20 мл кислоты и вылить в калориметрический сосуд.

- Погрузить в калориметр термометр и через 1-2 минуты записать температуру T_1 раствора.

- Затем отмерить другим цилиндром 20мл щелочи, вылить в калориметрический сосуд.

- Осторожно перемешивая смесь термометром, отметить максимальное показание термометра. Записать значение T_2 .

- Произвести расчеты по следующей схеме:

1. Разница температур: $\Delta T = T_2 - T_1$.

2. Масса жидкости в калориметрическом сосуде:

$$m = V \cdot \rho,$$

где V – объем раствора, см^3 , ρ – плотность раствора, $\text{г}/\text{см}^3$ (ρ принять равной $1 \text{ г}/\text{см}^3$ ввиду сравнительно малой концентрации растворов).

3. Количество теплоты: $q = m \cdot C \cdot \Delta T$,

где C – удельная теплоемкость (C системы равна $4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$)

4. Количество молей нейтрализованной кислоты (щелочи) или число молей полученной воды:

$$n = C_M \cdot V,$$

где C_M – молярная концентрация раствора кислоты (щелочи), $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$;

V – объем раствора, л.

5. Тепловой эффект реакции:

$$\Delta H_{x.p.} = -\frac{q}{n}$$

6. Относительная ошибка опыта:

$$\varepsilon = \frac{|\Delta H^{\text{станд}} - \Delta H^{\text{опыт}}|}{\Delta H^{\text{станд}}} \cdot 100\%, \text{ где } \Delta H^{\text{станд}} - \text{величина стандартной теплоты}$$

нейтрализации ($\Delta H^{\text{станд}} = -57,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$);

$\Delta H^{\text{опыт}}$ – величина теплоты нейтрализации, найденная опытным путем.

7. Записать термохимическое уравнение реакции нейтрализации в молекулярном и ионном виде.

8. Рассчитать изменение энтропии реакции, используя следствие из закона Гесса, (величины стандартных энтропий участников реакции даны в таблице 1). Объяснить причины убыли энтропии в процессе нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

9. Определить изменение энергии Гиббса реакции нейтрализации:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \text{ где } T - \text{стандартная температура, К.}$$

- Сделать выводы.

Таблица 1

Величины стандартных энтропий некоторых веществ

Вещество	H ₂ O	NaOH	HCl	NaCl
Стандартная энтропия вещества	70,1	64,2	186,7	72,8
$S^{\circ}, \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$				

Лабораторная работа № 3.

ИССЛЕДОВАНИЕ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Теоретическое введение

Реакции могут протекать между веществами, находящимися в одинаковых агрегатных состояниях (жидком или газообразном). Такие реакции называются гомогенными.

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из веществ, участвующих в процессе, за единицу времени.

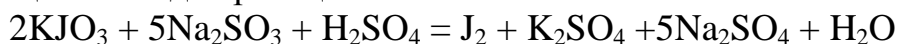
$$V_{\text{ср.}} = |\Delta C / \Delta \tau|$$

Если реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях, реакция называется гетерогенной. Они протекают на поверхности раздела фаз, и их скорость измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации реагентов, температуры, давления и т.д.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ определяется **законом действующих масс**: *При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам.*

В качестве символа концентрации в химической кинетике используется следующее обозначение: $C_A = [A]$. Поэтому, например, выражение закона действующих масс для реакции:



может быть записано следующим образом: $V = k[\text{KJ}\text{O}_3]^2 [\text{Na}_2\text{SO}_3]^5 [\text{H}_2\text{SO}_4]$, где k – константа скорости реакции, учитывающая свойства реагирующих веществ и температуру опыта. Сумма показателей степеней в математическом выражении скорости реакции называется порядком реакции. Часто порядок реакции отличается от предсказываемого законом действующих масс. Это обусловлено тем, что реакция протекает через несколько промежуточных стадий. Скорость реакции ограничивается самой замедленной стадией.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется **правилом Вант-Гоффа**: *При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость многих реакций увеличивается в 2–4 раза.*

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_{t_2} и V_{t_1} – скорость реакции при температурах t_2 и t_1 ,
 γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Относительную скорость реакции можно определить, сравнивая время, необходимое для образования одинакового количества вещества при разных условиях опыта. Например, при реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Раствор мутнеет вследствие выпадения осадка серы. Скорость этой реакции можно определить, измеряя время от начала смешивания растворов до достижения одинаковой степени помутнения. Тогда скорость реакции в относительных единицах рассчитывается по формуле:

$$V = 1/\tau, \text{ c}^{-1},$$

где τ – время от момента сливания растворов до момента, когда реакционная смесь имеет определенную степень помутнения.

Выполнение опытов

Опыт 1. Исследование зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Цель работы:

1. Изучить влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
2. Проверить справедливость закона действующих масс для данной реакции.

Реактивы: Раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2%), раствор серной кислоты H_2SO_4 (2%), вода дистиллированная.

Ход работы:

– В четырех пробирках приготовить растворы тиосульфата натрия разной концентрации (см. табл.2). С этой целью в каждую пробирку поместить с помощью пипетки n капель раствора тиосульфата натрия в соответствии с таблицей 2 и добавить дистиллированную воду так, чтобы общее количество капель в пробирке было равно 10. Относительная концентрация раствора – это отношение количества тиосульфата натрия к общему количеству раствора.

– В пробирку с наибольшей концентрацией добавить две капли раствора серной кислоты. Зафиксировать время от начала реакции до начала помутнения.

– Аналогичным образом провести опыт при других концентрациях и занести результаты в таблицу 2.

– Рассчитать скорости реакций при различных концентрациях тиосульфата натрия и занести в таблицу 2.

– Построить график зависимости скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия (Вид зависимости представлен на рис.1).

– Написать выражение закона действующих масс для данной реакции

– Сделать вывод.

Таблица 2

№ про- бирки	Количе- ство капель Na ₂ S ₂ O ₃ <i>n</i>	Количество капель во- ды	Относительная концентрация раствора	Время до помутнения τ , с	Скорость реакции $V=1/\tau, c^{-1}$
1	10	-	1,0		
2	8	2	0,8		
3	6	4	0,6		
4	4	6	0,4		

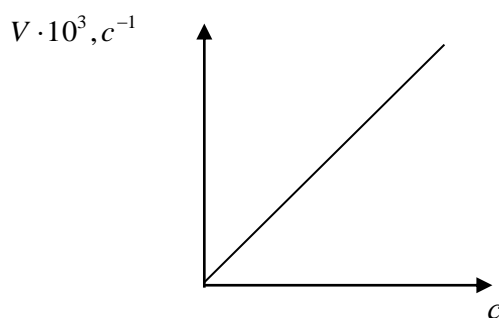


Рис. 1. Зависимость скорости реакции от относительной концентрации тиосульфата натрия в растворе.

Лабораторная работа № 4.

ИССЛЕДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Теоретическое введение

Реакции, протекающие в двух взаимно противоположных направлениях, называют обратимыми. При написании их уравнений знак равенства заменяют знаком обратимости \rightleftharpoons . Например, $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$. В ходе обратимой реакции может наступить момент, когда скорости прямой и обратной реакции становятся одинаковыми. Такое состояние реакционной системы называется **химическим равновесием**. Равенство скоростей – это необходимое и достаточное кинетическое условие любого химического равновесия, его критерий.

Химическое равновесие является динамическим и характеризуется постоянным для данных условий соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии.

Для реакции $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ константа равновесия выражается равенством

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

где $[A],[B],[C],[D]$ – равновесные концентрации, моль/л;
а, в, с, d – стехиометрические коэффициенты.

Величина K зависит от природы реагирующих веществ, температуры и не зависит от исходных концентраций веществ в системе. Со стандартным для данной реакции изобарно – изотермическим потенциалом ΔG° константа равновесия связана соотношением:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K,$$

где R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);

T – абсолютная температура, К;

K – константа равновесия.

Система находится в равновесии, если сохраняются постоянными условия (концентрация, температура, давление), при которых оно установилось. При изменении одного из условий система переходит в неравновесное состояние, после чего происходит перераспределение концентраций, называемое смещением или сдвигом химического равновесия, и устанавливается «новое» состояние равновесия.

Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по **принципу Ле Шателье**: *Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в направлении, ослабляющем это воздействие.*

Так, повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону реакции, идущей с поглощением тепла, т.е. эндотермической, а понижение – в сторону экзотермической.

Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением числа газообразных молекул, т.е. с понижением давления, и наоборот, понижение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с повышением давления.

Уменьшение концентрации одного из веществ, участвующих в реакции, приводит к смещению равновесия в сторону образования этого вещества, а увеличение – в сторону его расхода.

Выполнение опытов

Опыт 1. Исследование влияния концентраций исходных веществ и продуктов реакции на химическое равновесие

Цель работы:

1. Изучить влияние концентраций исходных веществ и продуктов реакции на положение химического равновесия.
2. Проверить принцип Ле Шателье.

Реактивы: Раствор хлорида железа (III), насыщенный $FeCl_3$ (насыщ.); раствор хлорида железа, разбавленный $FeCl_3$ (разб.); раствор роданида калия, насыщенный $KCNS$ (насыщ.); раствор роданида калия, разбавленный $KCNS$ (разб.); твердое вещество: хлорид калия KCl .

Ход работы:

А) В три пробирки внести по 10 капель разбавленного раствора хлорида железа (III), потом в каждую из них добавить по две капли разбавленного раствора роданида калия. Написать уравнение данной обратимой реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Одну пробирку оставить для сравнения, во вторую внести 1-2 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), в третью 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия. Записать наблюдения об изменении окраски растворов. Написать выражение константы равновесия для изучаемой реакции. Используя принцип Ле Шателье, сделать вывод о направлении смещения равновесия.

В) В две пробирки внести по 5-6 капель разбавленного раствора хлорида железа (III), в каждую добавить 1-2 капли разбавленного раствора роданида калия. Одну пробирку оставить для сравнения, в другую внести 2-3 микрошпателя кристаллического хлорида калия. Записать наблюдения об изменении окраски растворов. Написать выражение константы равновесия для изучаемой реакции. Используя принцип Ле Шателье, сделать вывод о направлении смещения равновесия.

Опыт 2. Исследование ионных равновесий в растворах слабых электролитов

Цель работы:

1. Изучить влияние концентраций одноименных ионов на диссоциацию слабых электролитов.

Реактивы:

Растворы уксусной кислоты CH_3COOH (конц.); гидроксида аммония NH_4OH (1:2); фенолфталеина, метилоранжа. Вода дистиллированная. Твердые вещества: ацетат натрия CH_3COONa , хлорид аммония NH_4Cl .

Ход работы:

А) В две пробирки внести по 5 капель дистиллированной воды, по 1 капле уксусной кислоты, по 2 капли метилоранжа. Затем в одну из пробирок добавить 4 микрошпателя ацетата натрия. Сравнить окраску индикатора в обеих пробирках. Написать уравнение диссоциации слабого электролита и выражение для константы диссоциации. Указать, какими ионами, присутствующими в водных растворах слабой кислоты, определяются ее свойства. Объяснить, как увеличение концентрации одноименного иона влияет на состояние ионного равновесия в растворе уксусной кислоты.

В) В две пробирки внести по 10 капель дистиллированной воды, по 1 капле раствора гидроксида аммония и по 1-2 капли фенолфталеина. Затем в одну из пробирок добавить 5 микрошпателей хлорида аммония. Сравнить окраску индикатора в обеих пробирках. Написать уравнение диссоциации слабого электролита и выражение для константы диссоциации. Указать, какими ионами, присутствующими в водном растворе слабого основания, определяются его свойства. Объяснить, как увеличение концентрации одноименного иона влияет на состояние ионного равновесия в растворе гидроксида аммония.

Лабораторная работа № 5.

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ РАСТВОРОВ

Теоретическое введение

Раствором называется гомогенная система переменного состава, образованная двумя или несколькими компонентами. Одним из компонентов раствора является *растворитель*, другим (или другими) – *растворенное вещество*.

Количественное соотношение между растворителем и растворенным веществом выражается *концентрацией*. Применяются несколько способов выражения концентраций растворов:

Процентная концентрация $C\%$ – отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$C\% = \frac{m_A}{m} \cdot 100\% = \frac{m_A}{m_A + m_B} \cdot 100\% ,$$

где m – масса раствора;

m_A – масса растворенного вещества;

m_B – масса растворителя.

Молярная доля N – отношение числа молей растворенного вещества к сумме числа молей растворенного вещества и растворителя.

$$N = \frac{n_A}{n_A + n_B} ,$$

где n_A – число молей растворенного вещества;

n_B – число молей растворителя.

Число молей вещества равно отношению массы вещества m к его молярной массе M

$$n = \frac{m}{M} .$$

Молярная концентрация C_M – отношение количества растворенного вещества к объему раствора или число молей растворенного вещества в 1 л (1 дм³) раствора.

$$C_M = \frac{n_A}{V} = \frac{m_A}{M_A \cdot V} ,$$

где V – объем раствора, л.

Моляльная концентрация C' – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя или число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

$$C' = \frac{n_A}{m_B} = \frac{m_A \cdot 1000}{M_A \cdot m_B} .$$

Нормальная концентрация C_N – отношение количества эквивалентов растворенного вещества к объему раствора или число молей эквивалентов растворенного вещества в 1 л (1 дм³) раствора.

$$C_N = \frac{n_{\text{Э}}}{V},$$

где $n_{\text{Э}}$ – число молей эквивалентов.

Число молей эквивалентов вещества равно отношению массы вещества m к массе моля эквивалентов вещества $m_{\text{Э}}$

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{m_{\text{Э}}}.$$

Примеры расчета массы моля эквивалентов $m_{\text{Э}}$ для различных веществ приведены в таблице 3.

Согласно *закону эквивалентов* вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах.

$$n_{\text{Э}_1} = n_{\text{Э}_2}.$$

Для веществ, реагирующих в растворах, закон эквивалентов можно записать в виде:

$$C_{N_1} \cdot V_1 = C_{N_2} \cdot V_2,$$

где C_{N_1} и C_{N_2} – нормальные концентрации взаимодействующих растворов 1 и 2;

V_1 и V_2 – объемы растворов 1 и 2.

Таблица 3

Примеры расчета массы моля эквивалентов $m_{\text{Э}}$ для различных классов соединений

Кислота	Основание	Соль
$m_{\text{Э}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность}}$	$m_{\text{Э}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность}}$	$m_{\text{Э}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{валентность металла} \cdot \text{число атомов металла}}$
$m_{\text{ЭH}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} =$	$m_{\text{Э(NaOH)}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} =$	$m_{\text{Э(CaCl}_2)} = \frac{M_{\text{CaCl}_2}}{2 \cdot 1} = \frac{111}{2} = 55,5 \frac{\text{г}}{\text{моль.экв}}$
$\frac{98}{2} = 49 \frac{\text{г}}{\text{моль.экв.}}$	$\frac{40}{1} = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль.экв.}}$	

Для оценки реакции среды в растворах пользуются величиной водородного показателя рН. По определению водородный показатель равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+],$$

где $[\text{H}^+]$ – концентрация ионов водорода, моль/л.

Если $\text{pH} = 7$ – среда нейтральная, $\text{pH} < 7$ – среда кислая, $\text{pH} > 7$ – щелочная среда.

Неизвестную концентрацию растворов можно определить методом титрования. Титрованием называется процесс контролируемого постепенного прибавления раствора известной концентрации (титранта) к раствору вещества, заданного объема, концентрацию которого нужно определить. Цель титрования заключается в добавлении титранта в количестве, эквивалентном количеству реагирующего с ним вещества. Это условие достигается в точке эквивалентности (т.э.).

Выполнение опытов

Опыт 1. Определение концентрации раствора сильной кислоты (HCl) методом потенциометрического титрования

Цель работы:

Определить концентрацию соляной кислоты в растворе.

Приборы и реактивы: Раствор соляной кислоты HCl, раствор гидроксида калия KOH (0,1н), рН-метр, стеклянный и хлор-серебряный электроды, магнитная мешалка, 2 бюретки, стаканчик, объемом 50 мл, стаканчик с дистиллированной водой.

Ход работы:

1. Включить рН-метр в сеть. Прогреть 15 минут.
2. Заполнить одну бюретку исследуемым раствором кислоты, а другую – 0,1н раствором KOH.
3. В стаканчик для титрования, объемом 50 мл, налить из бюретки 20 мл раствора кислоты.
4. Установить стаканчик в центр магнитной мешалки, опустить в него якорь магнитной мешалки и погрузить в исследуемый раствор систему из двух электродов. Электроды должны находиться в растворе в таком положении, чтобы якорь магнитной мешалки при вращении не задевал их.
5. Установить бюретку с раствором KOH над стаканчиком с исследуемым раствором так, чтобы носик бюретки находился над раствором, но не касался ни электродов, ни поверхности жидкости в стаканчике.
6. Включить мешалку. Перемешивать раствор в течение 30 сек.
7. После отключения мешалки выждать 30 сек, отметить показания рН-метра и записать их в табл. 4 (показания прибора при 0 мл прилитого раствора KOH).
8. Прилить в стаканчик 1 мл раствора KOH, включить мешалку, перемешать раствор в течение 30 сек, после отключения мешалки выждать 30 сек и записать показания прибора.
9. Добавлять KOH порциями по 1 мл согласно табл. 4. После добавления каждой порции выполнять действия, изложенные в пункте 8.
10. По окончании измерений вынуть электроды, опустить их в стаканчик с дистиллированной водой.
11. Построить кривую титрования – график зависимости рН раствора от объема прибавленного раствора KOH (вид кривой представлен на рис.2).
12. Из графика найти величину V_{KOH} в точке эквивалентности.
13. Вычислить неизвестную концентрацию кислоты по формуле:

$$C_{\text{кисл}} = \frac{V_{\text{KOH}} \cdot C_{\text{KOH}}}{V_{\text{кисл}}},$$

где $C_{\text{кисл}}$ – искомая концентрация кислоты;

C_{KOH} – концентрация KOH, равная 0,1н;

$V_{\text{кисл}}$ – объем кислоты, взятой для титрования ($V = 20$ мл).

V_{KOH} – объем щелочи, пошедший на титрование пробы кислоты.

Опыт 2 Определение концентрации раствора слабой кислоты (CH₃COOH) методом потенциометрического титрования

Цель работы:

1. Определить концентрацию уксусной кислоты в растворе.

Приборы и реактивы: Раствор уксусной кислоты CH₃COOH, раствор гидроксида калия KOH (0,1н), рН-метр, стеклянный и хлор-серебряный электроды, магнитная мешалка, 2 бюретки, стаканчик, объемом 50 мл, стаканчик с дистиллированной водой.

Ход работы:

Ход выполнения опыта см. опыт 1. Обратит внимание на то, что скачок рН в случае титрования слабой кислоты CH₃COOH будет меньше, чем при титровании сильной кислоты HCl.

Таблица 4

п.п.	Объем прилитого раствора KOH, мл	Показания прибора рН	
		Исследуемый раствор HCl	Исследуемый раствор CH ₃ COOH
	0		
	1,0		
	2,0		
	3,0		
	4,0		
	5,0		
	6,0		
	7,0		
	8,0		
0	9,0		
1	10,0		
2	11,0		
3	12,0		
4	13,0		
5	14,0		
6	15,0		

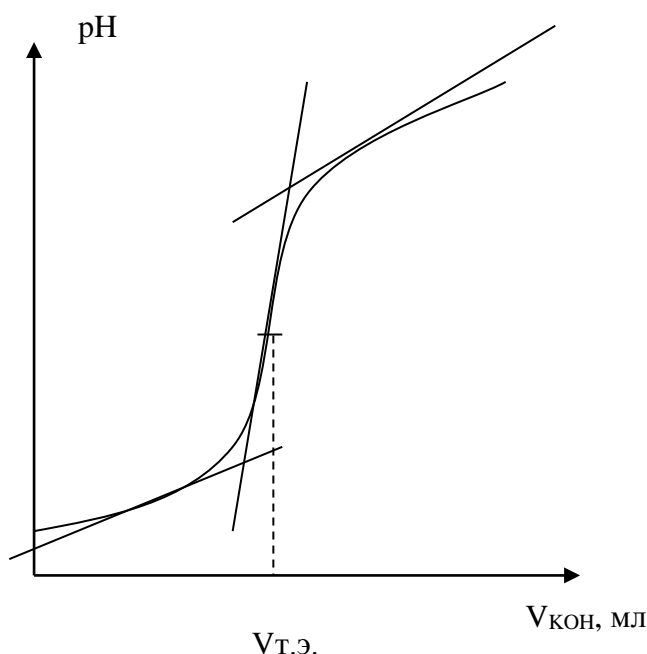


Рис. 2. Кривая титрования сильной кислоты HCl.

Лабораторная работа № 6.

ИЗУЧЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Теоретическое введение

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, называются *окислительно-восстановительными*.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что молекула состоит из ионов.

Степени окисления атомов элементов в простых веществах равны нулю. Некоторые элементы почти во всех своих соединениях проявляют одну и ту же степень окисления атом кислорода, как правило, имеет степень окисления, равную -2; атом водорода имеет степень окисления, равную +1 (за исключением гидридов металлов). Заряды простых ионов совпадают со степенями окисления (Cl^- , S^{2-} , Na^+ , Ca^{2+} и т.д.).

Молекула в целом электронейтральна, поэтому сумма степеней окисления всех атомов равна нулю. Для определения степени окисления атома в соединении, следует сумму степеней окисления всех атомов приравнять к нулю, учитывая известные степени окисления, и приняв за x неизвестную степень окисления. Например, молекула H_2SO_4 содержит два атома водорода со степенью окисления +1, один атом серы со степенью окисления x и четыре атома кислорода со степенью окисления -2:

$$1(+1) + x + 4(-2) = 0$$

$x = +6$. Степень окисления серы равна +6.

Изменение степеней окисления атомов в химической реакции происходит за счет присоединения или отдачи электронов.

Присоединение электронов частицами (атомами, ионами, молекулами) называется *восстановлением*, а вещество, содержащее такую частицу, является *окислителем*. Отдача электронов – *окисление*, а вещество – *восстановитель*.

Типичными окислителями являются F_2, O_2, Cl_2 , анионы MnO_4^- (перманганат-ион), $Cr_2O_7^{2-}$ (дихромат-ион), PbO_2 (оксид свинца(IV)), HNO_3 (азотная кислота), H_2SO_4 (концентрированная серная кислота). Типичными восстановителями являются активные металлы (K, Na, Ca), молекулярный водород H_2 , углерод C, ионы S^{2-} (сульфид-ион), I^- (иодид-ион), Sn^{2+} , Fe^{2+} , SO_3^{2-} (сульфит-ион). Соединения, содержащие атомы элементов в промежуточной степени окисления могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Например, сера со степенью окисления +4 может окисляться с повышением степени окисления до +6 или же восстанавливаться с понижением степени окисления до 0 или до -2.

Самопроизвольное протекание окислительно-восстановительной реакции возможно, если стандартный окислительно-восстановительный потенциал системы, включающей окислитель, больше чем стандартный окислительно-восстановительный потенциал системы, включающей восстановитель.

Выполнение опытов

Опыт 1. Исследование влияния реакции среды раствора на окислительные свойства перманганата калия

Цель работы:

1. Изучить влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия.

Реактивы: 0.05н раствор перманганата калия $KMnO_4$, 2н раствор гидроксида натрия $NaOH$, 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 . Дистиллированная вода. Твердое вещество: сульфит натрия Na_2SO_3 .

Ход работы:

В три пробирки налить по 5 капель раствора перманганата калия.

В первую добавить 3 капли серной кислоты, во вторую – столько же гидроксида натрия, в третью – 3 капли воды.

В каждую пробирку внести по одному микрошпателью сульфита натрия. Объяснить изменение окраски. Написать молекулярные и электронные уравнения реакций. Указать окислитель и восстановитель, процесс окисления и процесс восстановления. Определить среду, в которой перманганат калия резко проявляет окислительные свойства. Сделать вывод.

Опыт 2. Исследование окислительно-восстановительной двойственности нитрит-ионов

Цель работы:

Проверить способность нитрит-иона проявлять и окислительные и восстановительные свойства.

Реактивы: 0,5 н раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 , 0,2н раствор иодида калия KI , крахмал. Твердое вещество: нитрит натрия $NaNO_2$.

Ход работы:

А) В пробирку налить по 5 капель раствора дихромата калия и серной кислоты и добавить один микрошпатель нитрита натрия. Объяснить изменение окраски раствора. Какой газ выделяется, каков его цвет.

В) В пробирку налить по 5 капель раствора иодида калия и серной кислоты, а затем добавить один микрошпатель нитрита натрия. Что происходит? Добавить в пробирку одну каплю крахмала. Объяснить происходящие изменения окраски в растворе.

Составить уравнения соответствующих реакций. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты. Указать окислитель и восстановитель, процесс окисления и процесс восстановления. Почему нитрит-ион проявляет в одних случаях окислительные, а в других – восстановительные свойства? Сделать вывод.

Опыт 3. Исследование влияния степени окисления марганца на его окислительно-восстановительные свойства

Цель работы:

Проверить способность соединений марганца с различными степенями окисления проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.

Реактивы: 0.05н раствор перманганата калия $KMnO_4$; 0,5н раствор сульфата марганца $MnSO_4$.

Ход работы:

В пробирку налить 3 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Объяснить изменение окраски раствора. Опустить в пробирку индикаторную бумагу. Отметить цвет индикатора. Написать молекулярное и электронные уравнения реакций. Указать окислитель и восстановитель, процесс окисления и процесс восстановления. Сделать вывод.

Лабораторная работа № 7.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ И КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Теоретическое введение

Гальванический элемент – химический источник тока, в котором энергия окислительно-восстановительной реакции, непосредственно преобразуется в электрическую.

Окислительно-восстановительные реакции протекают на *электродах* – системах, состоящих из металлов, погруженных в раствор или расплав электролита.

На границе «металл – раствор» в результате обмена ионами, молекулами и электронами возникает двойной электрический слой, характеризуемый скачком потенциала.

Разность потенциалов между металлом и раствором называется *электродным потенциалом*. На величину электродного потенциала оказывают влияние природа металла, растворителя, температура, концентрация.

Стандартным электродным потенциалом ($\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$) называется потенциал металла, погруженного в раствор собственной соли с концентрацией 1 моль/л и измеренного относительно стандартного водородного электрода. Стандартный электродный потенциал водородного электрода принят равным нулю. Чем меньше величина стандартного электродного потенциала, тем больше восстановительная активность металлов.

Для вычисления значения электродного потенциала при концентрациях ионов металла в растворе, отличных от стандартной, при температуре 298 К пользуются уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}},$$

где φ^0 – стандартный электродный потенциал; n – число электронов, участвующих в электродном процессе;

$C_{Me^{n+}}$ – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Если два электрода соединить проводником, а растворы – электролитическим ключом, то образуется *гальванический элемент*.

Анодом является металл с меньшим электродным потенциалом. На аноде происходит процесс окисления.

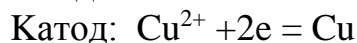
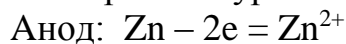
На катоде происходит процесс восстановления катионов электролита.

Электродвижущая сила (E) гальванического элемента рассчитывается как разность потенциалов:

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}.$$

Пример: в гальваническом элементе, электродами которого являются медный и цинковый, погруженные в растворы своих солей с концентрациями $[Cu^{2+}] = [Zn^{2+}] = 1$ моль/л, в качестве анода будет выступать цинк, так как $\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,763B < \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34B$. Атомы цинка будут окисляться. На катоде будет происходить восстановление ионов Cu^{2+} из раствора.

Электронные уравнения электродных процессов имеют вид:



ЭДС данного гальванического элемента будет равна:

$$E = +0,34 - (-0,763) = 1,103 \text{ В.}$$

Схема гальванического элемента имеет вид: $Zn / ZnSO_4 // CuSO_4 / Cu$

Коррозия – самопроизвольное разрушение металлов в результате взаимодействия с окружающей средой.

В зависимости от механизма протекания коррозию подразделяют на *химическую* и *электрохимическую*. *Химическая* коррозия протекает в газовой среде при повышенных температурах или в жидких неэлектролитах.

Электрохимическая коррозия протекает в присутствии электролита. Механизм *электрохимической коррозии* металлов сводится к работе гальванического элемента. При этом будут окисляться участки с меньшим электродным

потенциалом (анодные), а на участках с большим потенциалом (катодных) будет происходить восстановление ионов или молекул среды. В кислой среде восстанавливается ион водорода: $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$, а в нейтральной и щелочной средах – растворенный кислород: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$.

Выполнение опытов

Опыт 1. Изучение работы гальванического элемента

Цель работы: Изучить работу гальванического элемента, определить электродвижущую силу опытным путем и сравнить ее с теоретическим значением.

Реактивы: 1М раствор сульфата меди CuSO_4 ; 1М раствор сульфата цинка ZnSO_4 .

Оборудование: Вольтметр, цинковый и медный электроды, проводники, микро стаканчики, электролитический мостик.

Ход работы:

- Один микро стаканчик заполнить раствором сульфата цинка, другой раствором сульфата меди. Соединить стаканы электролитическим мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в агар-агаре. Зачистить электроды наждачной бумагой. Опустить цинковый электрод в раствор сульфата цинка, медный – в раствор сульфата меди.

- Отметить показания вольтметра.

- Описать работу гальванического элемента: определить электрод, являющийся анодом, электрод, являющийся катодом. Записать схему гальванического элемента, электронные уравнения электродных процессов, рассчитать ЭДС элемента, сравнить ее с измеренной практически. Почему эти ЭДС различаются?

Опыт 2. Изучение влияния контакта металлов на электрохимическую коррозию

Цель работы:

Изучить влияние контакта двух металлов на скорость электрохимической коррозии.

А) Изучение влияния контакта меди на растворение цинка в кислоте

Реактивы: 1М раствор сульфата меди CuSO_4 , 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Оборудование:

Пробирки, гранулы цинка, медный стержень.

Ход работы:

- Внести в пробирку 9-10 капель раствора серной кислоты и опустить туда гранулу цинка. Отметить наблюдения. Записать уравнение реакции, рассмотреть окислительно-восстановительные процессы.

- Коснуться медным стержнем гранулы цинка. Отметить наблюдения. На каком металле происходит выделение водорода? Как изменилась интенсивность выделения водорода? Почему? Составить электронные уравнения

электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии. Записать схему коррозионного гальванического элемента.

- Убрать медный стержень и добавить в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди. Отметить наблюдения. Сделать вывод о скорости выделения водорода в этом случае. Описать процессы.

Б) Изучение влияния контакта железа с оловом и цинком на скорость коррозии железа

Реактивы: Раствор гексацианоферрата (III) калия $K_4[Fe(CN)_6]$, 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 , дистиллированная вода.

Оборудование: Пробирки, стружки цинка и олова, железные проволочки.

Ход работы:

- В две пробирки налить по 0,5 их объема дистиллированной воды, добавить в каждую пробирку по 3-4 капли раствора серной кислоты и 1–2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Это вещество является чувствительным реактивом на ион железа (II), в их присутствии раствор окрашивается в интенсивно синий цвет. Растворы перемешать стеклянной палочкой.

- Зачистить 2 железные проволоки наждачной бумагой. Одну проволочку обмотать стружкой цинка, другую – кусочком олова.

- Опустить проволочки в приготовленные растворы.

- Отметить наблюдения: в каком из растворов происходит растворение железа. Описать процессы коррозии железа в контакте с цинком и оловом: записать схемы гальванических элементов, электронные уравнения электродных процессов, происходящих на аноде и катоде. Указать, какое из покрытий (цинковое или оловянное) будет катодным, а какое анодным. Какое покрытие лучше использовать для сохранения защищаемого металла?

Лабораторная работа № 8.

ИССЛЕДОВАНИЕ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПРОЦЕССОВ ПРИ ЭЛЕКТРОЛИЗЕ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теоретическое введение

Электролиз – совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Анод – это электрод, на котором происходит окисление. Катод – электрод, на котором происходит восстановление. При электролизе анод имеет положительный заряд, катод – отрицательный.

При электролизе *растворов* электролитов на электродах протекают следующие процессы:

Анодные процессы

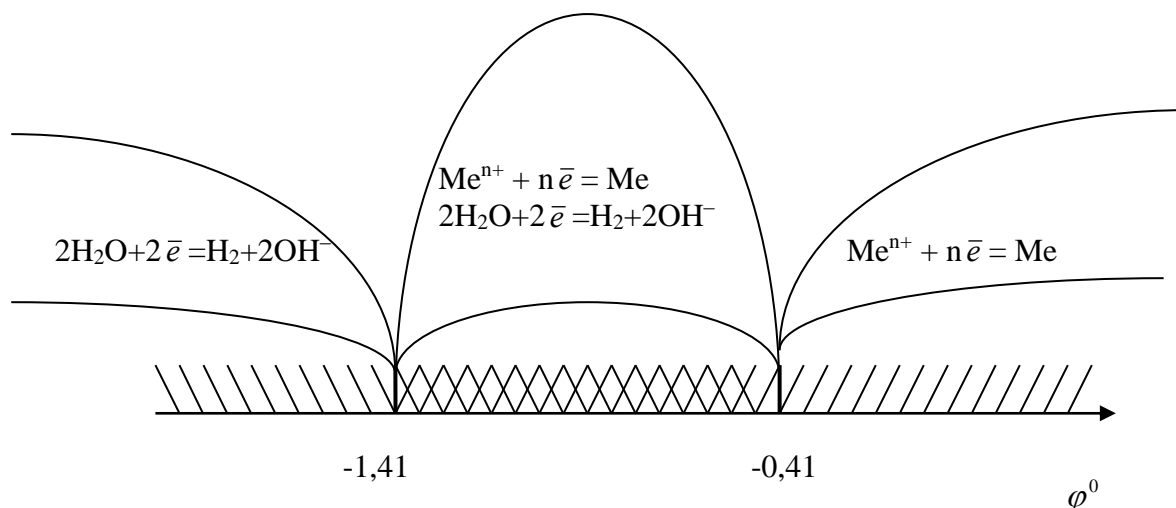
Аноды, используемые при электролизе, подразделяются на *инертные* (графит, уголь, платина, золото, иридий) и *активные* (все остальные металлы).

На аноде в первую очередь окисляется система с меньшим окислительно-восстановительным потенциалом. Так, в случае использования *активного* анода, окисляется металл анода: $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$. При электролизе с *инертным* анодом легко окисляются простые ионы, присутствующие в растворе (I^- , Br^- , Cl^-). Сложные ионы (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др.) из водных растворов не окисляются – вместо них окисляется вода: $2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$.

Катодные процессы

На катоде легче восстанавливаются катионы с большим электродным потенциалом.

Так, если стандартный электродный потенциал металла больше величины $-0,41$ В, то на катоде восстанавливаются ионы этого металла. Если потенциал металла находится в интервале $-1,41 \text{ В} < \varphi_{Me^{n+}/Me} < -0,41$ В, то на катоде одновременно восстанавливаются и ионы металла и вода. Если потенциал металла меньше величины $-1,41$ В, то на катоде восстанавливается вода. Отмеченное выше можно представить в виде схемы:



В *расплавах* молекулы воды отсутствуют. Поэтому на катоде и аноде протекают процессы с участием только ионов расплава.

Выполнение опытов

Опыт 1. Изучение электролиза раствора сульфата меди

Цель работы:

Изучить процессы, протекающие на электродах, при электролизе раствора сульфата меди с инертным анодом.

Реактивы: 1М раствор сульфата меди $CuSO_4$; раствор лакмуса.

Оборудование: U-образная трубка, угольные электроды.

Ход работы:

В U-образную трубку налить до половины ее высоты раствор сульфата меди, погрузить два угольных электрода, подключить их к источнику постоян-

ного тока. Провести электролиз в течение двух минут. Записать уравнение диссоциации соли и уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе. Отключить ток. Осмотреть поверхность катода и записать наблюдения. В анодное пространство добавить 2-3 капли лакмуса. Отметить изменение окраски индикатора и указать реакцию среды.

Опыт 2. Изучение электролиза раствора хлорида натрия

Цель работы:

Изучить процессы, протекающие на электродах, при электролизе раствора хлорида натрия с инертным анодом.

Реактивы: 0,5н раствор хлорида натрия NaCl, фенолфталеин, раствор иодида калия KI, раствор крахмала.

Оборудование: U-образная трубка, угольные электроды.

Ход работы:

В U-образную трубку налить до половины ее высоты раствор хлорида натрия, погрузить два угольных электрода, подключить их к источнику постоянного тока. Провести электролиз в течение 30 сек. Отключить ток, вынуть электроды из раствора. В катодное пространство добавить 2-3 капли фенолфталеина. Отметить изменение окраски индикатора и указать реакцию среды. По запаху определить газ, выделяющийся в анодном пространстве. В анодное пространство добавить 3 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски раствора. Добавить туда же 3 капли раствора крахмала. Отметить изменение окраски раствора. Записать уравнение диссоциации соли и уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе. Объяснить изменение окраски при добавлении иодида калия в анодное пространство, записав уравнение реакции взаимодействия иодида калия с хлором.

Опыт 3. Изучение электролиза раствора сульфата натрия

Цель работы:

Изучить процессы, протекающие на электродах, при электролизе раствора сульфата натрия с инертным анодом.

Реактивы: 0,5н раствор сульфата натрия Na₂SO₄, раствор лакмуса, фенолфталеин.

Оборудование: U-образная трубка, угольные электроды.

Ход работы:

В U-образную трубку налить до половины ее высоты раствор сульфата натрия. В катодное пространство добавить 3 капли фенолфталеина, в анодное пространство – 3 капли раствора лакмуса. Погрузить в раствор два угольных электрода, подключить их к источнику постоянного тока. Провести электролиз в течение 30-40 сек. Отметить изменение окраски индикатора и указать реакцию среды в катодном и анодном пространстве. Записать уравнение диссоциации соли и уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе.

Опыт 4. Изучение электролиза с растворимым анодом

Цель работы:

Изучить процессы, протекающие на электродах, при электролизе раствора серной кислоты с медным анодом.

Реактивы: 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 , 1М раствор гидроксида натрия $NaOH$, концентрированный раствор гидроксида аммония NH_4OH .

Оборудование: U-образная трубка, медный электрод, угольный электрод.

Ход работы:

В U-образную трубку налить на 1/3 ее высоты раствор серной кислоты. Погрузить в раствор медный анод и угольный катод, подключить их к источнику постоянного тока.

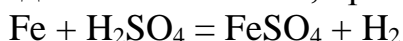
Провести электролиз в течение 2-3 минут, наблюдая за поведением анода. Отключить ток и осмотреть поверхность анода. Записать наблюдения. В анодное пространство добавить 4 капли раствора гидроксида натрия (для нейтрализации кислоты). Затем туда же добавить 4–5 капель концентрированного гидроксида аммония, с помощью которого можно обнаружить ионы меди: $CuSO_4 + 4NH_4OH = [Cu(NH_3)_4]SO_4 + 4H_2O$ (образующаяся комплексная соль имеет фиолетовую окраску). Отметить изменение окраски раствора в анодном пространстве. Записать уравнение диссоциации соли и уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе с растворимым анодом. Объяснить изменение окраски раствора при добавлении концентрированного гидроксида аммония в анодное пространство, записав уравнение соответствующей реакции.

Лабораторная работа № 9.

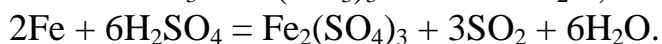
ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ЖЕЛЕЗА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Теоретическое введение

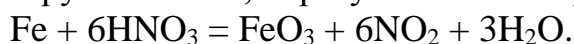
Железо, кобальт и никель составляют подгруппу-триаду VIII группы периодической системы. Электронная формула железа имеет вид: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Железо относится к d-элементам. Для железа наиболее характерны степени окисления +2 и +3, известны производные железа +6. Железо – металл средней химической активности. Стандартный электродный потенциал системы Fe^{2+}/Fe равен: $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,441В$; системы Fe^{3+}/Fe – $\varphi_{Fe^{3+}/Fe}^0 = -0,036В$. Разбавленные соляная и серные кислоты растворяют железо, переводя его в ионы Fe^{2+} , при этом выделяется водород:



Разбавленная и концентрированная азотная и горячая концентрированная серная кислоты окисляют железо до Fe^{+3} :

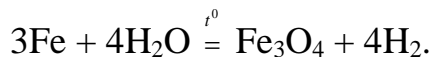


Очень концентрированная азотная и концентрированная серная кислоты пассивируют железо, образуя на его поверхности оксидную пленку:



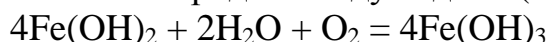
В щелочах железо при обычных условиях не растворяется.

С водой железо вступает во взаимодействие при температуре красного каления:

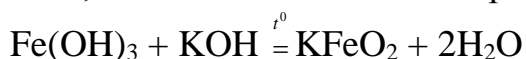


Железо образует оксиды FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄, FeO₃. Последний неустойчив.

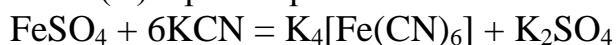
Им соответствуют гидроксиды Fe(OH)₂ и Fe(OH)₃. Гидроксид H₂FeO₄ – железная кислота, в свободном виде не получен, известны лишь соли – ферраты (K₂FeO₄, BaFeO₄ и др.). Гидроксид Fe(OH)₂ проявляет основные свойства. Легко окисляется кислородом воздуха до Fe(OH)₃:



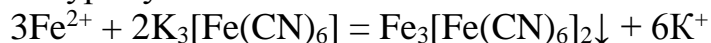
Гидроксид Fe(OH)₃ обладает амфотерными свойствами, однако кислотные свойства его выражены слабее, чем основные: легко взаимодействует с кислотами, а с щелочами – только при сплавлении, образуя соли – ферриты:



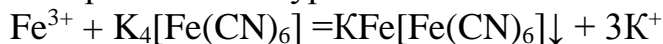
В водном растворе ферриты полностью гидролизуются. Соли железа (II) неустойчивы и окисляются в соли железа (III). Сравнительно устойчива лишь соль Мора FeSO₄·(NH₄)₂SO₄·6H₂O, а также цианидные комплексные соединения железа (II) в растворах:



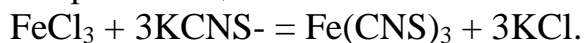
Реактивом на ионы железа Fe²⁺ является гексацианоферрат (III) калия K₃[Fe(CN)₆] (красная кровяная соль). В результате реакции образуется синий осадок «турнбулева синь»:



Реактивом на ионы железа Fe³⁺ является гексацианоферрат (II) калия K₄[Fe(CN)₆] (желтая кровяная соль). В результате реакции образуется синий осадок «берлинская лазурь»:



Реактивом на ионы железа Fe³⁺ являются также роданид калия KCNS или роданид аммония NH₄CNS. В результате реакции образуется роданид железа кроваво-красного цвета:



Выполнение опытов

Опыт 1. Получение оксида железа (II) и исследование его свойств

Цель работы:

1. Получить оксид железа (II).
2. Исследовать его свойства.

Реактивы: Сульфат железа (II) FeSO₄ кристаллический, дистиллированная вода, раствор гидроксида натрия NaOH (2н), раствор соляной кислоты HCl.

Ход работы:

- Поместить в 2 пробирки по одному микрошпателью сульфата железа (II) и по 5-6 капель дистиллированной воды.

- В обе пробирки добавить по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Отметить окраску осадка.

- Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

- В одну пробирку прилить 5–6 капель соляной кислоты. Записать уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Какие свойства проявляет оксид железа (II)?

- Наблюдать за изменением окраски во второй пробирке. Записать уравнение реакции окисления оксида железа (II) кислородом воздуха.

Опыт 2. Изучение восстановительных свойств солей железа (II)

Цель работы:

Исследовать восстановительные свойства сульфата железа (II).

Реактивы: Сульфат железа (II) FeSO_4 кристаллический, дистиллированная вода, раствор перманганата калия KMnO_4 (0,01р), раствор серной кислоты H_2SO_4 (2н), раствор пероксида водорода H_2O_2 (3%), раствор гидроксида натрия NaOH (2н), раствор роданида калия KCNS .

Опыт (А)

- Поместить в пробирку 5 капель раствора перманганата калия и 2 капли раствора серной кислоты, внести в раствор один микрошпатель сульфата железа (II).

- Описать наблюдаемые явления.

- Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт (Б)

- Поместить в пробирку один микрошпатель сульфата железа (II) и 5-6 капель дистиллированной воды.

- Добавить 3 капли 3% раствора пероксида водорода.

- К полученным продуктам реакции добавить 1 каплю роданида калия для обнаружения ионов Fe^{3+} в растворе.

- Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт (В)

- Поместить в пробирку один микрошпатель сульфата железа (II), 5-6 капель дистиллированной воды и 3-5 капель раствора гидроксида натрия.

- Добавить 3 капли 3% раствора пероксида водорода.

- Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 3. Изучение качественных реакций на ионы железа

Цель работы:

1. Исследовать качественные реакции на ионы Fe^{2+}

2. Исследовать качественные реакции на ионы Fe^{3+}

Реактивы: Сульфат железа (II) FeSO_4 кристаллический, дистиллированная вода, раствор гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, раствор хлорида железа (III) FeCl_3 , раствор гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, раствор роданида калия KCNS .

Ход работы:

А) Качественные реакции на ионы Fe^{2+}

- Поместить в пробирку один микрошпатель сульфата железа (II) и 5-6 капель дистиллированной воды.

- Добавить в пробирку 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет осадка.

- Написать уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Б) Качественные реакции на ионы Fe^{3+}

- В две пробирки поместить по 5 капель раствора хлорида железа (III).

- В одну из пробирок добавить одну каплю раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет осадка.

- В другую пробирку добавить 1 каплю раствора роданида калия. Отметить цвет осадка.

- Написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 4 Изучение окислительных свойств солей железа (III)

Цель работы:

Исследовать окислительные свойства хлорида железа (III).

Реактивы: Раствор хлорида железа (III) FeCl_3 , раствор иодида калия KI , раствор крахмала.

Ход работы:

- Внести в пробирку 3 капли раствора хлорида железа (III).

- Добавить 1-2 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски.

- К полученным продуктам реакции добавить 2 капли раствора крахмала для обнаружения I_2 . Отметить изменение окраски раствора.

- Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Лабораторная работа № 10.

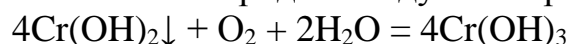
ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ХРОМА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Теоретическое введение

Хром – элемент VI В группы. Строение его электронной оболочки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. У атома хрома шесть валентных электронов: один на 4s-подуровне последнего уровня ($4s^1$) и пять на 3d –подуровне предпоследнего энергетического уровня ($3d^5$). В атоме $_{42}\text{Mo}$ достраивается d-подуровень предпоследнего уровня. При этом у атома молибдена электронная конфигурация $(n-1)d^5 s^1$, а у атома вольфрама $5d^4 6s^2$. Максимальная степень окисления этих металлов +6. Для молибдена и вольфрама характерна в соединениях промежуточная степень окисления +4, для хрома +3. В химических соединениях хром проявляет различные степени окисления: +2, +3, +6; наиболее устойчивая степень окисления хрома +3. Хром – твердый блестящий металл, плавящийся при

1890⁰С; плотность его 7,19 г/см³. При комнатной температуре хром устойчив по отношению к воде и воздуху. В ряду стандартных электродных потенциалов хром стоит между цинком и железом. Стандартный электродный потенциал хрома $\varphi^0 = -0,71$ В, поэтому хром растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах с выделением водорода и образованием солей хрома Cr^{3+} . Азотная кислота, концентрированная серная, царская водка пассивируют хром, увеличивая его потенциал до +1,2 В (по отношению к стандартному водному электроду). Пассивированный хром подобен благородным металлам. Атомные и ионные радиусы молибдена и вольфрама близки по значению, поэтому эти металлы сходны по физическим и химическим свойствам, но существенно отличаются от хрома. При переходе от хрома к вольфраму восстановительная активность металлов несколько понижается. Молибден и вольфрам отличаются слабо выраженными свойствами пассивироваться. Кислород взаимодействует с этими металлами при температуре выше 600⁰С. Молибден и вольфрам окисляется фтором при обычной температуре, а хром при нагревании; молибден и вольфрам растворяются только в азотной, концентрированной серной кислотах и “царской водке” при нагревании. Для молибдена и вольфрама устойчивы оксиды MoO_2 , WO_2 , MoO_3 и WO_3 . Оксид MoO_3 плохо растворим в воде; с водой он образует малорастворимую молибденовую кислоту. Оксид WO_3 еще менее растворим в воде. Оба эти соединения, проявляя кислотные свойства, взаимодействуют со щелочами, образуя соли – молибдаты и вольфраматы.

Хром образует три оксида: CrO (основной), Cr_2O_3 (амфотерный) и CrO_3 (кислотный). Соответственно этим трем оксидам известны и гидроксиды хрома. Основной гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_2$, как и все соединения хрома со степенью окисления +2, неустойчив, в реакциях является сильным восстановителем, легко окисляется кислородом воздуха с образованием $\text{Cr}(\text{OH})_3$.



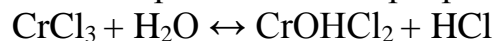
Гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ имеет амфотерный характер и растворяется в кислотах с образованием солей хрома (III), а в щелочах – с образованием растворов гидроксохромитов:



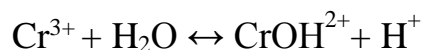
или



Соли хрома (III) в водных растворах сильно гидролизованы создают кислую реакцию среды и легко превращаются в основные соли:



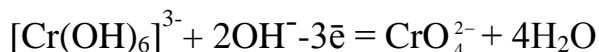
или



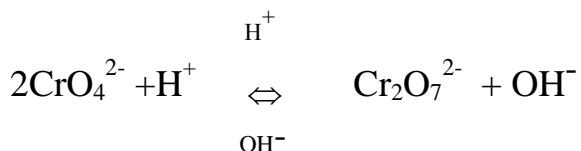
Гидролиз сульфида и карбоната хрома протекает необратимо с образованием гидроксида хрома и сероводородной или угольной кислот. Хром в щелочной среде является хорошим восстановителем, в присутствии окислителей соли $\text{Cr}(\text{III})$ они легко переходят в хроматы:



или

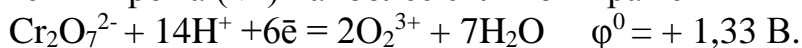


Кислотному оксиду хрома CrO_3 соответствуют две кислоты: хромовая H_2CrO_4 и двуххромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Обе кислоты существуют только в растворе, но соли их устойчивы. Соли хромовой кислоты называются хроматами, а двуххромовой – дихроматами. Хромат-ион CrO_4^{2-} желтого цвета, а дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – оранжевого цвета. Хроматы могут обратимо переходить в дихроматы:

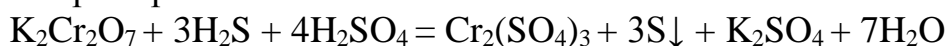


т.е хроматы устойчивы в щелочной среде, а дихроматы – в кислой.

Хроматы и дихроматы – сильные окислители. Окислительные свойства соединений хрома (VI) наиболее сильно выражены в кислой среде:



Например:



Соединения хрома со степенью окисления +3, +6 ядовиты. Они вызывают раздражения кожи и слизистой оболочки.

Выполнение опытов

Цель работы:

Ознакомление с химическими свойствами соединений хрома.

Опыт 1. Получение гидроксида хрома(III) и исследование его свойств

Реактивы: Раствор сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, раствор гидроксида натрия NaOH , раствор соляной кислоты HCl .

Ход работы:

- Налить в две пробирки по 5 капель раствора сульфата хрома (III) и по каплям добавить раствор гидроксида натрия до появления осадка. Каков цвет образовавшегося осадка? Составить уравнения реакции получения гидроксида хрома (III) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

- В одну пробирку с осадком добавить 5 капель соляной кислоты. Что произошло с осадком? В другую пробирку с осадком гидроксида хрома (III) добавить 5 капель раствора гидроксида натрия. Почему растворился осадок? (Раствор сохранить для опыта 4). О каких свойствах гидроксида хрома (III) свидетельствует его способность растворяться в кислотах и щелочах? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций.

Опыт 2. Изучение гидролиза солей хрома (III)

Реактивы: Раствор сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, раствор нейтрального лакмуса, раствор карбоната натрия Na_2CO_3 .

Ход работы:

– В пробирку налить 5 капель раствора нейтрального лакмуса и прибавить 1-2 капли раствора сульфата хрома (III) до изменения окраски лакмуса. Как и почему изменился цвет раствора лакмуса? Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах реакции гидролиза сульфата хрома(III).

- Налить в пробирку 3 капли раствора соли хрома (III). Прибавить по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка. Каков состав осадка? Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакции гидролиза соли хрома (III) в присутствии соды.

Опыт 3. Изучение взаимного превращения хроматов и бихроматов

Реактивы: Раствор хромата калия K_2CrO_4 , раствор серной кислоты H_2SO_4 , раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, раствор гидроксида натрия $NaOH$.

Ход работы:

- Налить в пробирку 5 капель раствора хромата калия и добавить 3 капли раствора серной кислоты. Как изменился цвет раствора? Составить уравнение реакции молекулярной и ионно-молекулярной формах. При каких значениях pH существуют дихроматы?

- В другую пробирку налить 5 капель раствора дихромата калия и добавить 3 капли раствора гидроксида натрия. Объяснить изменения окраски раствора и написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. При каких значениях pH существуют хроматы?

Опыт 4. Изучение восстановительных свойств хрома (+3)

Реактивы: Хромит натрия $NaCrO_2$, раствор гидроксида натрия $NaOH$, раствор пероксида водорода H_2O_2 (3%).

Ход работы:

- В пробирку с раствором хромита натрия, полученным в опыте 1, прибавить 2 капли раствора гидроксида натрия и 5 капель 3% раствора пероксида водорода. Как изменился цвет раствора? Написать уравнение реакции окисления хромита в щелочной среде, составить ионно-электронные уравнения и указать окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Изучение окислительных свойств дихромат – иона в кислой среде

Реактивы: Раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, раствор серной кислоты H_2SO_4 , кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 , кристаллический сульфат железа (II) $FeSO_4$, кристаллический нитрит натрия $NaNO_2$.

Ход работы:

- В три пробирки налить по 5 капель раствора дихромата калия. В каждую пробирку прибавить по 2 капли раствора серной кислоты. В первую пробирку внести 1-2 микрошпателя кристаллического сульфита натрия, во вторую – сульфата железа (II), в третью – нитрита натрия.

- Объяснить явления (изменение окраски, выделение газа), происходящие в каждой из пробирок. Написать уравнения окислительно-восстановительного

процесса, составить ионно-электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель.

Примечание: В реакции с нитритом натрия образуются сульфаты хрома (III), калия, натрия, оксид азота (IV) и вода.

Лабораторная работа № 11.

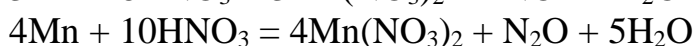
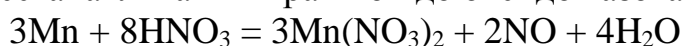
ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ МАРГАНЦА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Теоретическое введение

Марганец – элемент побочной подгруппы седьмой группы. Строение электронной оболочки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. Семь валентных электронов расположены на двух энергетических уровнях: два электрона – на s – подуровне наружного энергетического уровня $4s^2$, остальные – на d – подуровне предпоследнего энергетического уровня $3d^5$. В химических соединениях марганец проявляет различные степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7.

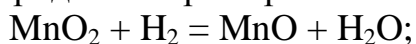
Марганец – блестящий твердый металл с плотностью $7,44 \text{ г/см}^3$, плавится при 1244°C . Стандартный электродный потенциал марганца

($\varphi^0 = -1,18 \text{ В}$). На воздухе марганец покрывается тонкой оксидной пленкой, предохраняющий его от дальнейшего окисления. Однако в мелкораздробленном состоянии марганец окисляется довольно легко. Хорошо растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах, концентрированная серная кислота растворяет марганец только при нагревании. В азотной кислоте металл растворяется, восстанавливая нитрат-ион до оксидов азота (II) и (I):

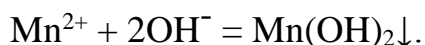


Марганец образует четыре оксида: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . Увеличение степени окисления ведет к ослаблению основных свойств и усилению кислотных. Основным характер проявляет оксид MnO (II) и соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$, а также оксид Mn_2O_3 (III). Диоксид марганца MnO_2 (IV) и соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ являются амфотерными. Высшим оксидам марганца MnO_3 (VI) и Mn_2O_7 (VII) соответствуют гидроксиды H_2MnO_4 (марганцовистая кислота; соли – манганаты) и HMnO_4 (марганцовая кислота, соли-перманганаты); обе кислоты существуют только в растворе. Известен также смешанный оксид Mn_3O_4 ; в природе он встречается в виде темно-красного минерала – гаусманита.

Оксид марганца MnO может быть получен при нагревании MnO_2 в атмосфере водорода или при термическом разложении MnCO_3 :



С водой MnO не взаимодействует, поэтому соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ получается косвенным путем – действием щелочи на раствора соли $\text{Mn}(\text{II})$:



Белый осадок $\text{Mn}(\text{OH})_2$ легко окисляется на воздухе в бурый гидроксид марганца (IV) $\text{Mn}(\text{OH})_4$.



В присутствии сильных окислителей (например PbO_2) $\text{Mn}(\text{II})$ переходит в $\text{Mn}(\text{VII})$ в составе иона MnO_4^- . Реакция солей марганца (II) с PbO_2 в кислой среде (HNO_3) используется в аналитической практике как качественная реакция на соединения марганца.

Наиболее важное соединение $\text{Mn}(\text{IV})$ – черно-бурый диоксид марганца MnO_2 . В кислой среде он является сильным окислителем, восстанавливается до солей $\text{Mn}(\text{II})$:



Соединения марганца (VI) и (VII) являются сильными окислителями. Соли марганцевой кислоты HMnO_4 при окислении ими других веществ восстанавливаются в зависимости от среды до различных продуктов: а кислой среде – до бесцветных солей $\text{Mn}(\text{II})$, в сильнощелочной – до солей марганцевистой кислоты H_2MnO_4 зеленого цвета; в нейтральной и слабощелочной – до диоксида $\text{Mn}(\text{IV})$ бурого цвета.

Выполнение опытов

Цель работы:

Ознакомление с химическими свойствами марганца и его соединений.

Опыт 1. Получение гидроксида марганца (II) и исследование его свойств

Реактивы: Раствор сульфата марганца MnSO_4 , раствор гидроксида натрия NaOH , раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Ход работы:

- Внести в пробирку 5-6 капель раствора соли марганца (II) и 3-4 капли 2н раствора гидроксида натрия. Отметить цвет полученного осадка и разделить его на три части. Одну оставить стоять на воздухе, к другой добавить 2-3 капли кислоты, к третьей – столько же щелочи. Объяснить изменения, происходящее с осадком в первой пробирке. Взаимодействует ли гидроксид марганца (II) с кислотой и щелочью? Какими свойствами обладает – кислотными или основными? Написать уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. Изучение восстановительных свойств иона марганца (II)

Реактивы: Оксид свинца (IV) PbO_2 кристаллический, раствор азотной кислоты $\text{HNO}_3(2\text{н})$, раствор сульфата марганца MnSO_4

Ход работы:

- В пробирку внести 2-3 микрошпателя оксида свинца (IV), добавить 4 капли раствора азотной кислоты и каплю (не больше) раствора сульфата марганца. – Содержимое пробирки осторожно нагреть и дать отстояться. Каков

цвет раствора? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

-Добавить еще 3–4 капли раствора сульфата марганца и нагреть. Что наблюдается?

Примечание: В присутствии избытка ионов Mn^{2+} возможно их окисление ионами MnO_4^- при нагревании с образованием оксида марганца MnO_2 :



Опыт 3. Изучение действия аммиака на соли двухвалентного марганца в отсутствии и в присутствии солей аммония

Реактивы: Раствор аммиака NH_4OH (2н), дистиллированная вода, насыщенный раствор хлорида аммония NH_4Cl , раствор сульфата марганца $MnSO_4$.

Ход работы:

- В две пробирки внести по 3 капли 2н раствора аммиака. В одну из пробирок добавить 3 капли воды, в другую – столько же насыщенного раствора хлорида аммония. Следовательно, в одинаковых объемах исследуемых растворах содержится одинаковые количества аммиака.

- В обе пробирки внести по 3 капли раствора сульфата марганца, отметить выпадение осадка в одной из пробирок.

- Написать: а) уравнение реакции взаимодействия $MnSO_4$ с NH_4OH в молекулярной и ионно-молекулярной формах; б) уравнение электролитической диссоциации гидроксида аммония.

- Объяснить, почему в одном случае осадок гидроксида марганца (II) не выпал.

Опыт 4. Изучение влияния реакции среды на окислительные свойства перманганата калия

Реактивы: Раствор перманганата калия $KMnO_4$, раствор серной кислоты H_2SO_4 (2н), раствор гидроксида натрия $NaOH$ (2н), кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 .

Ход работы:

- В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия.

- В одну пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 2-3 капли 2н раствора щелочи.

- Во все три пробирки добавить по одному микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия.

- Отметить изменение первоначальной окраски перманганата калия в каждом случае. Чем это вызвано?

- Уравнять реакции с помощью электронно-ионных уравнений.

Примечание: о полученных продуктах реакции можно судить по следующим признакам: ион марганца (II) – бесцветный в растворах; манганат-ион – зеленый; перманганат-ион – фиолетовый; диоксид марганца – темно-бурый осадок; гидроксид марганца(IV) – темно-бурый осадок; гидроксид марганца (II) – белый осадок.

Опыт 5. Изучение окислительных свойств перманганат-иона

Реактивы: Раствор перманганата калия $KMnO_4$, раствор сульфата марганца $MnSO_4$.

Ход работы:

- Внести в пробирку 3–4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца.

- Отметить изменение окраски раствора и образование осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Какова среда полученного раствора? Написать уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода, а Mn(VII) и Mn(II) переходят в MnO .

Учебное издание

Мигаль Юрий Федорович
Булгаревич Сергей Борисович
Мижирицкая Светлана Николаевна
Февралева Валентина Александровна
Савенкова Мария Андреевна
Доронькин Владимир Николаевич
Рогожина Зоя Аркадьевна
Камышанская Галина Петровна
Воляник Светлана Алексеевна

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Печатается в авторской редакции

Технический редактор А.В. Артамонов

Подписано в печать 21.04.17. Формат 60×84/16.

Бумага газетная. Ризография. Усл. печ. л. 2,3.

Тираж экз. Изд. № 5054. Заказ .

Редакционно-издательский центр ФГБОУ ВО РГУПС.

Адрес университета: 344038, Ростов н/Д, пл. Ростовского Стрелкового
Полка Народного Ополчения, 2