

А. И. АПАРНЕВ, Р. Е. СИНЧУРИНА

ХИМИЯ

МЕХАНИКО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ

ФАКУЛЬТЕТ



Министерство образования и науки Российской Федерации
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

А.И. АПАРНЕВ, Р.Е. СИНЧУРИНА

ХИМИЯ

Утверждено
Редакционно-издательским советом университета
в качестве учебного пособия

НОВОСИБИРСК
2017

УДК 54(075.8)
А 761

Рецензенты:

Н.Ф. Уваров, д-р хим. наук, профессор,
Т.П. Александрова, канд. хим. наук, доцент

Работа подготовлена на кафедре химии и химической технологии
для студентов, обучающихся по техническим направлениям
и специальностям

Апарнев А.И.

А 761 Химия: учебное пособие / А.И. Апарнев, Р.Е. Синчурина. – Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2017. – 80 с.

ISBN 978-5-7782-3162-7

Пособие является практическим руководством к лабораторным занятиям по химии. Приведены краткие теоретические сведения и методика выполнения лабораторных работ, знакомящие студентов с основными понятиями химии и общими закономерностями протекания химических процессов, а также с основными приемами выполнения химического эксперимента.

Пособие включает в себя приложение, содержащее справочный материал. Составлено в соответствии с ФГОС ВО 3+ и действующей в вузе рабочей программой по дисциплине «Химия» и предназначено для студентов НГТУ очной и заочной формы обучения.

**Апарнев Александр Иванович
Синчурина Раиса Ефимовна**

ХИМИЯ

Учебное пособие

Редактор *Л.Н. Ветчакова*
Выпускающий редактор *И.П. Брованова*
Корректор *Л.Н. Кинит*
Компьютерная верстка *С.И. Ткачева*

Налоговая льгота – Общероссийский классификатор продукции
Издание соответствует коду 95 3000 ОК 005-93 (ОКП)

Подписано в печать 20.02.2017. Формат 60 × 84 1/16. Бумага офсетная. Тираж 100 экз.
Уч.-изд. л. 4,65. Печ. л. 5,0. Изд. № 30. Заказ № 315. Цена договорная

Отпечатано в типографии
Новосибирского государственного технического университета

УДК 54(075.8)

ISBN 978-5-7782-3162-7

© Апарнев А.И., Синчурина Р.Е., 2017
© Новосибирский государственный
технический университет, 2017

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемое пособие является составной частью учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия» для студентов, обучающихся по следующим направлениям подготовки бакалавров и специалистов: 03.03.02 Физика, 11.03.01 Радиотехника, 11.03.04 Электроника и наноэлектроника, 12.03.02 Оптотехника, 12.03.03 Фотоника и оптоинформатика, 12.03.05 Лазерная техника и лазерные технологии, 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника, 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника, 15.03.02 Технологические машины и оборудование, 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств, 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств, 16.03.01 Техническая физика, 17.05.01 Боеприпасы и взрыватели, 20.03.01 Техносферная безопасность, 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов, 23.03.03 Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов, 24.03.04 Авиастроение, 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение, 27.03.04 Управление в технических системах, 28.03.02 Наноинженерия, 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника, 29.03.04 Технология художественной обработки материалов.

Настоящее пособие содержит описание лабораторных работ по основным разделам общей химии: химический эквивалент, окислительно-восстановительные реакции, энергетика и направление химических процессов, химическое равновесие и катализ, электролитическая диссоциация и растворы электролитов, гидролиз, комплексообразование, электрохимические процессы.

Описанию работы предшествует краткое теоретическое введение, необходимое для понимания процессов, происходящих при выполнении экспериментальной части работы.

Для упрощения поиска справочных величин пособие содержит необходимые для этого сведения в приложении.

1. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ

Химический эквивалент \mathcal{E} – это реальная или условная частица вещества В, которая в данной обменной (кислотно-основной) реакции эквивалентна одному атому (иону) водорода или одному электрону e^- в окислительно-восстановительной реакции.

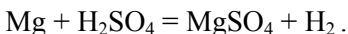
Фактор эквивалентности $f_{\text{ЭКВ}}$ – число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества В эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Величина, обратная фактору эквивалентности – **число эквивалентности** $z_{\text{ЭКВ}}$, показывает, сколько химических эквивалентов содержит одна формульная единица вещества:

$$f_{\text{ЭКВ}} = 1/z_{\text{ЭКВ}}.$$

Численное значение числа эквивалентности ($z_{\text{ЭКВ}}$) для веществ, участвующих в кислотно-основных реакциях, определяют по числу принятых или отданных (замещенных) протонов (ионов водорода H^+), а в окислительно-восстановительных реакциях – по числу принятых или отданных электронов e^- .

Например, при взаимодействии магния с разбавленной серной кислотой протекает реакция



В данной реакции один моль магния замещает два иона водорода в кислоте. Поэтому $f_{\text{ЭКВ}}(Mg) = 1/2$, роль эквивалента магния будет выполнять частица, соответствующая $1/2$ атома магния.

Масса одного моля эквивалентов называется **молярной массой эквивалентов** $M_{\text{ЭКВ}}$ (г/моль):

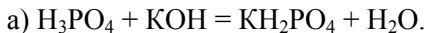
$$M_{\text{ЭКВ}}(B) = f_{\text{ЭКВ}} \cdot M(B) = \frac{M(B)}{z_{\text{ЭКВ}}}.$$

В рассмотренной реакции $M_{\text{ЭКВ}}(Mg)$ и $M_{\text{ЭКВ}}(H_2SO_4)$ будут иметь следующие значения:

$$M_{\text{ЭКВ}}(Mg) = 1/2 M(Mg) = 1/2 \cdot 24,3 = 12,15 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(H_2SO_4) = 1/2 M(H_2SO_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}.$$

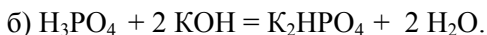
Например, при взаимодействии фосфорной кислоты H_3PO_4 и гидроксида калия KOH в зависимости от их соотношения реакция может протекать с образованием различных продуктов:



При соотношении кислоты и основания 1:1 фактор эквивалентности фосфорной кислоты $f_{\text{экв}}$ равен единице, так как только один ион водорода H^+ в кислоте замещается на ион металла, т. е. кислота ведет себя как одноосновная. Роль химического эквивалента будет выполнять реальная частица – молекула фосфорной кислоты.

Молярная масса эквивалентов фосфорной кислоты

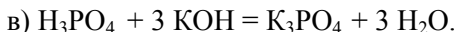
$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль};$$



При соотношении кислоты и основания 1:2 фактор эквивалентности фосфорной кислоты равен $\frac{1}{2}$, поскольку в данной реакции кислота ведет себя как двухосновная, а эквивалентом кислоты в данной реакции будет условная частица – $\frac{1}{2}$ молекулы кислоты H_3PO_4 .

Молярная масса эквивалентов фосфорной кислоты

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль};$$



При соотношении кислоты и основания 1:3 фактор эквивалентности фосфорной кислоты равен $\frac{1}{3}$, поскольку в данной реакции кислота ведет себя как трехосновная, а эквивалентом кислоты в данной реакции будет условная частица – $\frac{1}{3}$ молекулы кислоты H_3PO_4 .

Молярная масса эквивалентов фосфорной кислоты

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,67 \text{ г/моль}.$$

Фактор эквивалентности гидроксида калия во всех реакциях равен единице, так как только одна гидроксильная группа OH^- в этом основании может замещаться на кислотный остаток, а роль эквивалента будет выполнять реальная частица – молекула KOH .

Фактор эквивалентности гидроксида калия: $f_{\text{экв}}(\text{KOH}) = 1$.

Молярная масса эквивалентов гидроксида калия

$$M_{\text{экв}}(\text{KOH}) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г/моль}.$$

Зная массу вещества и молярную массу эквивалентов этого вещества, можно определить количество вещества эквивалентов (число моль эквивалентов данного вещества):

$$n_{\text{экв}}(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{M_{\text{экв}}(\text{B})}.$$

Для веществ, находящихся в газообразном состоянии, можно определить эквивалентный объем $V_{\text{экв}}(\text{B})$.

Эквивалентный объем газа (B) равен произведению фактора эквивалентности на молярный объем (V_m)

$$V_{\text{экв}}(\text{B}) = f_{\text{экв}}(\text{B}) V_m.$$

Эквивалентный объем зависит от свойств и состава газа, участвующего в реакции, и измеряется в литрах на моль (л/моль), например, для газообразных водорода и кислорода:

$$V_{\text{экв}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{экв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Для выполнения расчетов, связанных с взаимодействием различных веществ, используют **закон эквивалентов**: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных соотношениях:

$$n_{\text{экв}}(\text{A}) = n_{\text{экв}}(\text{B}),$$

$$\frac{m(\text{A})}{M_{\text{экв}}(\text{A})} = \frac{m(\text{B})}{M_{\text{экв}}(\text{B})}, \text{ или } \frac{m(\text{A})}{m(\text{B})} = \frac{M_{\text{экв}}(\text{A})}{M_{\text{экв}}(\text{B})},$$

где $m(\text{A})$ и $m(\text{B})$ – массы реагирующих веществ.

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то его количество выражают в объемных единицах, тогда согласно закону эквивалентов

$$\frac{m(\text{A})}{M_{\text{экв}}(\text{A})} = \frac{V(\text{B})}{V_{\text{экв}}(\text{B})}, \text{ или } \frac{m(\text{A})}{V(\text{B})} = \frac{M_{\text{экв}}(\text{A})}{V_{\text{экв}}(\text{B})}.$$

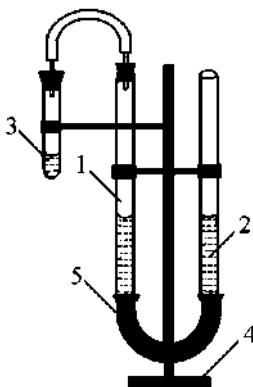
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы. Определение молярной массы эквивалентов металла по объему водорода, выделившегося при взаимодействии металла с кислотой.

Для измерения объема водорода, выделившегося в результате взаимодействия металла с серной кислотой, используют эвдиометр (рис. 1). Прибор состоит из двух бюреток, соединенных между собой резиновым шлангом. Бюретка закрыта пробкой с газоотводной трубкой, соединяющей ее с пробиркой, в которой будет проводиться химическая реакция.

Рис. 1. Эвдиометр:
1 – бюретка 1; 2 – бюретка 2;
3 – пробирка;
4 – штатив; 5 – резиновый шланг



Выполнение опыта

1. Налейте в пробирку с помощью мерного цилиндра 4–5 мл серной кислоты H_2SO_4 .
2. Получите у преподавателя навеску металла (завернутую в фильтровальную бумагу).
3. Поддерживая пробирку в наклонном положении, не разворачивая навеску из фильтровальной бумаги, поместите ее на стенку у отверстия пробирки.
4. Осторожно, но плотно закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепите пробирку в лапке штатива.

5. Проверьте прибор на герметичность. Для этого переместите бюретку 2 вместе с лапкой штатива на 5–10 см выше, чем уровень воды в бюретке 1.

6. Если по истечении 30 секунд уровень воды в бюретках остается постоянным, то система герметична.

7. Верните бюретку 2 в положение так, чтобы уровень воды в бюретках 1 и 2 был одинаков.

8. Отметьте уровень в бюретке 1 по нижнему мениску воды (V_1). При этом положение мениска жидкости и глаз над поверхностью стола должны совпадать.

9. Запишите уровень воды в бюретке 1 (V_1 , мл).

10. Осторожно выньте из лапки штатива пробирку и стряхните металл в кислоту, затем закрепите пробирку в штативе, дайте ей охладиться.

11. Приведите воду в бюретках к одинаковому уровню, опустив бюретку 2 вниз.

12. Запишите новое значение уровня воды в бюретке 1 (V_2).

В *отчете* приведите экспериментальные и расчетные данные:

- 1) масса навески металла, m (г);
- 2) уровень воды в бюретке до опыта, V_1 (мл);
- 3) уровень воды в бюретке после опыта, V_2 (мл);
- 4) объем выделившегося водорода, $V_{H_2} = V_2 - V_1$ (мл);
- 5) температура, К;
- 6) атмосферное давление, $p_{атм}$ (мм рт. ст.);
- 7) давление насыщенного водяного пара, p_{H_2O} (мм рт. ст.) (табл. 1);
- 8) парциальное давление водорода в смеси, $p_{H_2} = p_{атм} - p_{H_2O}$;
- 9) объем выделившегося водорода при нормальных условиях ($T_0 = 273$ К, $p_0 = 760$ мм рт. ст.)

$$V_0(H_2) = \frac{(V_2 - V_1) \cdot 273 \cdot p_{H_2}}{(760 \cdot T)}, \text{ мл};$$

10) экспериментальное значение молярной массы эквивалентов металла по закону эквивалентов:

$$\frac{V_0(H_2)}{V_{эКВ}(H_2)} = \frac{m(Мe)}{M_{эКВ}(Me)},$$

отсюда

$$M_{\text{экв.эксп}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{экв}}(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)}, \text{ г/моль},$$

учитывая, что

$$V_{\text{экв}}(\text{H}_2) = \frac{V_m}{z} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль};$$

11) теоретическое значение молярной массы эквивалентов металла

$$M_{\text{экв.теор}} = \frac{M(\text{Me})}{z}, \text{ г/моль};$$

12) укажите, какой металл взаимодействовал с кислотой;

13) запишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия металла с кислотой. Укажите признак реакции;

14) сделайте вывод, основываясь на законе эквивалентов.

Значения давления насыщенного водяного пара при различных температурах приведены в табл. 1.

Т а б л и ц а 1

$T, ^\circ\text{C}$	17	19	21	23	25	27	30
$p_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ мм рт. ст.}$	14,5	16,5	18,6	21,0	23,7	26,7	31,6

2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции, протекающие с изменением степени окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления (с.о.) – это условный заряд, который приписывается атому в электронейтральной молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Численно эта характеристика может иметь положительное, отрицательное, нулевое, а также целое или дробное значение.

Основные положения теории ОВР состоят в следующем.

1. **Окисление** – это процесс отдачи электронов. Вещество (ион, атом, молекула), отдающее электроны, называется **восстановителем**. В процессе реакции восстановитель окисляется, а значение его с.о. повышается.

2. **Восстановление** – это процесс присоединения электронов. Вещество (ион, атом, молекула), принимающее электроны, называется **окислителем**. В процессе ОВР окислитель восстанавливается, а значение его с.о. понижается.

3. В замкнутой системе число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. Уравнения, отражающие процессы окисления и восстановления с указанием соответствующего числа отданных и принятых электронов, называются электронными уравнениями.

4. Восстановление и окисление – два неразрывно связанных процесса: не существуют один без другого.

Типичные восстановители: почти все металлы; некоторые неметаллы (H_2 , С, Р, Si); сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в низшей степени окисления (HCl^{-1} , HBr^{-1} , HI^{-1} , H_2S^{-2} , NH_3^{-3} , PH_3^{-3} и др.); катионы, с.о. которых может возрастать (Sn^{+2} , Fe^{+2} , Cu^{+1} , Mn^{+2} , Cr^{+3} и др.).

Типичные окислители: O_2 , O_3 ; галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2); сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в высшей степени окисления (KMnO_4^{+7} , HNO_3^{+5} , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7^{+6}$, PbO_2^{+4} , $\text{H}_2\text{SO}_4^{+6}$ (конц), KClO_3^{+5} и др.); катионы, с.о. которых может понижаться (Au^{+3} , Fe^{+3} , Hg^{+2} и др.).

Если вещество содержит элемент в промежуточной степени окисления, то в зависимости от условий проведения реакции оно может быть и окислителем, и восстановителем ($\text{H}_2\text{SO}_3^{+4}$, HNO_2^{+3} и их соли, MnO_2^{+4} , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ и др.).

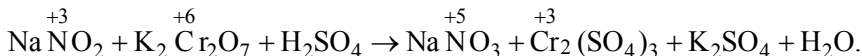
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют **метод электронного баланса**. Данный метод основан на том, что число электронов, отдаваемых восстановителем и принимаемых окислителем, должно быть одинаковым.

Рассмотрим реакцию, протекающую по схеме

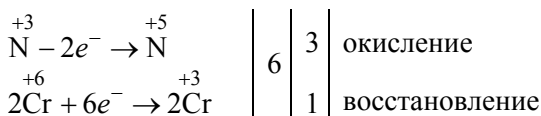


Рекомендуется следующая последовательность действий.

1. Вначале в заданной схеме реакции определяют элементы, которые изменили значение с.о.:



2. Далее составляют электронные уравнения процессов окисления и восстановления и методом наименьшего общего кратного находят дополнительные множители для процессов окисления и восстановления:



При составлении электронных уравнений необходимо вести расчет на количество атомов элемента окислителя или восстановителя, содержащихся в одной молекуле (формульной единице) вещества.

В данном случае для $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ расчет производится на 2Cr^{+3} .

3. Затем определяют, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем:

NaNO_2 является восстановителем за счет атома азота, с.о. которого повышается с +3 до +5, а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель за счет атома хрома, понижающего с.о. с +6 до +3.

4. Найденные множители проставляют перед формулами веществ, участвующих в процессах окисления и восстановления, учитывая стехиометрические индексы при молекулах восстановителей и окислителей.

5. Остальные коэффициенты подбирают в следующем порядке:

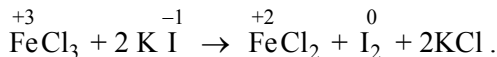
- перед соединениями, содержащими атомы металлов, которые не изменили с.о.;
- перед формулой вещества, создающего кислую или щелочную среду в растворе.

6. В последнюю очередь уравнивают число атомов водорода и кислорода: вначале водорода по воде, а затем проверяют числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения:

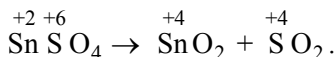


Различают следующие типы ОВР.

1. **Межмолекулярные ОВР** – это реакции, в которых элементы, изменяющие с.о., находятся в составе разных веществ:



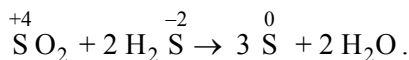
2. **Внутримолекулярные ОВР** – это реакции, в которых атомы-окислители и атомы-восстановители входят в состав одного и того же вещества:



3. **Реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования)** – один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления, и окисляется, и восстанавливается:



Частный случай таких реакций – реакции **конмутации**. Это процессы взаимодействия окислителя и восстановителя, в состав которых входит один и тот же элемент с разными степенями окисления, продуктом реакции является вещество с промежуточной с.о. данного элемента:



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы. Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ; освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Опыт 1. Окислительные свойства перманганата калия KMnO_4 в различных средах

а) Среда кислая

Внесите в пробирку 5–7 капель 0,1М раствора перманганата калия KMnO_4 , добавьте 1–2 капли 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 , а затем внесите с помощью микрошпателя небольшое количество кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Перемешайте реакцию смесь, осторожно встряхивая содержимое пробирки.

Укажите изменение окраски раствора. Определите степени окисления всех элементов. Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, используя метод электронного баланса:

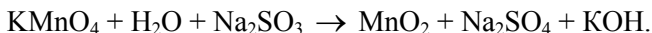


Укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте молярные массы их эквивалентов.

б) Среда нейтральная

Внесите в пробирку 5–7 капель 0,1М раствора перманганата калия KMnO_4 , и добавьте с помощью микрошпателя небольшое количество кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Перемешайте реакцию смесь, осторожно встряхивая содержимое пробирки.

Отметьте происходящие изменения в растворе, укажите окраску образовавшегося осадка. Определите степень окисления марганца в оксиде марганца(IV). Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления, расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:



Рассчитайте молярную массу эквивалентов молекулы окислителя.

в) Среда щелочная

Внесите в пробирку 5–7 капель 0,1М раствора перманганата калия KMnO_4 , добавьте 1–2 капли 1М раствора гидроксида натрия NaOH , а затем внесите с помощью микрошпателя небольшое количество кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Перемешайте реакцию смесь.

Укажите изменение окраски растворов. Определите степень окисления марганца в манганатах калия K_2MnO_4 и натрия Na_2MnO_4 . Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановле-

ния, расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:



Рассчитайте молярную массу эквивалентов молекулы окислителя.

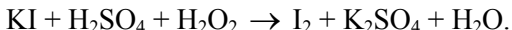
Сделайте вывод, при какой реакции среды глубина восстановления (окислительная способность) перманганата калия больше и почему. К какому типу принадлежат эти окислительно-восстановительные реакции?

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода H_2O_2

а) Внесите в пробирку 4–5 капель 0,1М раствора йодида калия KI, добавьте 1–2 капли 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 (подкислите), а затем добавьте 2–3 капли 10 %-го раствора пероксида водорода H_2O_2 . Отметьте наблюдаемые изменения окраски раствора.

Докажите образование свободного йода I_2 , добавив в пробирку 1–2 капли крахмального клейстера – йод образует с крахмалом продукт темно-синего цвета.

Определите степени окисления элементов в реагентах и продуктах реакции. Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте молярные массы их эквивалентов.

б) Внесите в пробирку 5–7 капель 0,1М раствора перманганата калия KMnO_4 , добавьте 1–2 капли 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 (подкислите), а затем добавьте 2–3 капли 10 %-го раствора пероксида водорода H_2O_2 . Отметьте наблюдаемые изменения окраски раствора и обратите внимание на выделение пузырьков газа.

Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса:



Чем является пероксид водорода в этой реакции?

Сделайте вывод, почему H_2O_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность? В каких случаях H_2O_2 является окислителем, а в каких – восстановителем?

Опыт 3. Термическое разложение бихромата аммония **$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$**

(демонстрационный опыт проводится для всей лаборатории)

Поместите небольшое количество кристаллического бихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в виде горки на керамическую плитку или в фарфоровую чашку. Нагрейте в пламени горелки стеклянную палочку и внесите ее в середину подготовленной горки. Палочку необходимо подержать несколько секунд для начала реакции. Отметьте наблюдаемые явления.

Составьте уравнение электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. Подберите коэффициенты в реакции, протекающей по схеме:



В отчете укажите, к какому типу принадлежит данная окислительно-восстановительная реакция.

3. ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

В любом процессе соблюдается закон сохранения энергии: теплота Q , подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии U и на совершение системой работы A над внешней средой (первый закон термодинамики):

$$Q = \Delta U + A.$$

Если химическая реакция протекает в открытом сосуде при постоянных температуре и давлении ($p, T = \text{const}$) и единственным видом совершаемой работы является работа расширения ($A = p\Delta V$), то тепловой эффект этой реакции равен изменению энтальпии ΔH системы:

$$Q_{p,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H.$$

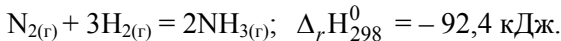
При $\Delta_r H > 0$ (теплота подводится к системе из окружающей среды, $Q < 0$) реакцию называют *эндотермической*, а при $\Delta_r H < 0$ (теплота выделяется в окружающую среду, $Q > 0$) – *экзотермической*.

Уравнение химической реакции, записанное с указанием агрегатных состояний исходных веществ и продуктов, а также теплового эффекта реакции, называют *термохимическим*.

Например:



или



Указанное значение теплового эффекта относится к стандартным термодинамическим условиям: $T_{\text{исх}} = T_{\text{прод}} = 298,15 \text{ К}$, парциальное давление (p_i) каждого газообразного вещества, участвующего в реакции, поддерживается постоянным и равным 1 атм (101 325 Па).

Теоретическое значение теплового эффекта химической реакции можно рассчитать, используя следствие из закона Гесса:

$$\Delta_r H_{298}^0 = \sum n \Delta_f H_{298}^0(\text{продуктов}) - \sum n \Delta_f H_{298}^0(\text{реагентов}),$$

где $\Delta_f H_{298}^0$ – стандартные энтальпии образования веществ, кДж/моль; n – число молей вещества.

Тепловой эффект химической реакции зависит от количества реагирующих веществ. Так, например, при нейтрализации в водном растворе 0,1 моль NaOH избытком соляной кислоты выделяется 5,58 кДж теплоты, а при нейтрализации 10 моль NaOH – 558 кДж.

Критерием направленности самопроизвольного процесса в изобарно-изотермических условиях ($p, T = \text{const}$) является знак изменения энергии Гиббса реакции $\Delta_r G$:

$$\Delta_r G_T^0 = \Delta_r H_T^0 - T \Delta_r S_T^0,$$

где $\Delta_r H_T^0$ – изменение энтальпии реакции; T – температура; $\Delta_r S_T^0$ – изменение энтропии реакции, которое можно рассчитать, используя следствие из закона Гесса:

$$\Delta_r S_{298}^0 = \sum n S_{298}^0(\text{продуктов}) - \sum n S_{298}^0(\text{реагентов}),$$

S_{298}^0 – стандартная энтропия веществ, $\frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$.

Знак и величина $\Delta_r G_T^0$ зависят от двух факторов: энтальпийного (энергетического) $\Delta_r H_T^0$ и энтропийного $T\Delta_r S_T^0$:

а) при $\Delta_r G_T^0 < 0$ (энергия Гиббса убывает) процесс самопроизвольно протекает в прямом направлении, т. е. термодинамически возможен;

б) при $\Delta_r G_T^0 > 0$ (энергия Гиббса возрастает) самопроизвольно протекает только обратный процесс, прямой процесс термодинамически невозможен;

в) при $\Delta_r G_T^0 = 0$ система находится в состоянии термодинамического равновесия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ И РАСЧЕТ ЭНЕРГИИ ГИББСА РЕАКЦИИ

Цель работы. Проведение калориметрических измерений энтальпий процессов и выполнение относящихся к ним термодинамических расчетов.

Тепловые эффекты (энтальпии) различных процессов экспериментально определяют с помощью прибора, называемого *калориметром* (рис. 2).

Простейшая калориметрическая установка состоит из двух стаканов разного размера. В наружный стакан 1 большего объема вставляется внутренний стакан 2 меньшего размера. Внутренний стакан является реакционным сосудом, в котором осуществляется химическая реакция или другой процесс, сопровождающийся выделением или поглощением теплоты. Во избежание потерь теплоты через стенки калориметрического стакана между сосудами располагают пробковые прокладки 3. Калориметрический стакан закрывают крышкой 4 с отверстиями для термометра 5 (цена деления 0,1 °C) и воронки 6. Процесс проводят при перемешивании, способствующем выравниванию температуры во всех частях реакционной системы, на магнитной мешалке 9.

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в калориметре, вычисляют по формуле

$$Q = \Sigma C(T_2 - T_1),$$

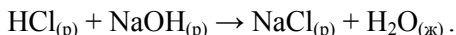
где T_2 и T_1 – конечная и начальная температуры жидкости в калориметрическом стакане, К; ΣC – теплоемкость системы, Дж/К.

Суммарная теплоемкость системы складывается из теплоемкостей калориметрического стакана и находящейся в нем жидкости:

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2,$$

где m_1 и m_2 – массы калориметрического стакана и жидкости в стакане, г; C_1 и C_2 – удельные теплоемкости стекла и жидкости, $\frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$.

Сущность реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием заключается в образовании воды, например:



Согласно теории электролитической диссоциации реакции нейтрализации отвечает термохимическое уравнение:

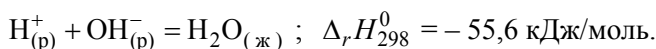
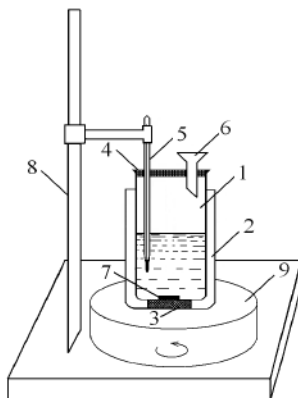


Рис. 2. Схема калориметрической установки:

1 – внутренний стакан; 2 – внешний стакан;
3 – термоизолирующая прокладка; 4 – крышка;
5 – термометр; 6 – воронка; 7 – магнитик для
перемешивания; 8 – штатив; 9 – магнитная
мешалка



Выполнение опыта

1. С помощью мерного цилиндра отмерьте заданный объем V_1 (по указанию преподавателя) 1М раствора гидроксида натрия NaOH.

2. Установите на магнитной мешалке калориметрический стакан, в который поместите магнитик для перемешивания и налейте отмеренный объем раствора щелочи.

3. Включите перемешивающее устройство и установите равномерный режим перемешивания раствора.

4. Закройте крышкой калориметрический стакан и через отверстие (осторожно) в раствор щелочи погрузите термометр, закрепленный в лапке штатива.

5. Отметьте по термометру начальную температуру T_1 раствора с точностью до 0,1 °С.

6. Налейте в мерный цилиндр такой же объем V_2 1М раствора соляной кислоты HCl и при работающей мешалке через воронку влейте раствор кислоты в калориметрический стакан. Отметьте максимальную температуру T_2 , зафиксированную термометром после сливания растворов.

7. По окончании эксперимента отключите мешалку, разберите установку.

В отчете:

1) запишите уравнение реакции взаимодействия соляной кислоты с гидроксидом натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах, термохимическое уравнение реакции нейтрализации;

2) результаты измерений занесите в табл. 2.

Т а б л и ц а 2

Масса калориметрического стакана, m_1 , г	Суммарный объем жидкости в стакане, V , мл	Температура	
		T_1	T_2

3) по полученным данным рассчитайте следующие величины:

– температурный скачок $\Delta T = T_2 - T_1$;

– массу жидкости (m_2 , г) в калориметрическом стакане

$$m_2 = \rho(V_1 + V_2),$$

при расчете считать плотность (ρ) жидкости равной 1 г/мл;

– суммарную теплоемкость калориметрической системы $\sum C$, Дж/К; при расчете использовать значения удельной теплоемкости: стекла $C_1 = 0,753 \text{ Дж/г} \cdot \text{К}$, раствора $C_2 = 4,184 \text{ Дж/г} \cdot \text{К}$;

– количество теплоты Q , выделившейся при реакции нейтрализации;

– количество образовавшейся воды (число молей) $n_{\text{H}_2\text{O}}$, равное количеству вещества вступившей в реакцию нейтрализации кислоты $n_{\text{к}}$ (или щелочи) при известных молярной концентрации c (моль/л) и объеме раствора V (л):

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{к}} = c_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}};$$

– энтальпию реакции нейтрализации $\Delta_r H^0$ (кДж/моль H_2O)

$$\Delta_r H^0 = -\frac{Q}{n_{\text{H}_2\text{O}}};$$

– изменение энтропии реакции $\Delta_r S_{298}^0$ ($\text{Дж/К} \cdot \text{моль}$), используя для расчета табличные значения стандартных энтропий:

$$S_{298}^0(\text{H}_{(\text{p})}^+) = 0 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}, \quad S_{298}^0(\text{OH}_{(\text{p})}^-) = -10,55 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль},$$

$$S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = 69,96 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль};$$

– энергию Гиббса реакции нейтрализации

$$\Delta_r G_{298}^0 = \Delta_r H_{298}^0 - T \Delta_r S_{298}^0, \text{ кДж/моль}.$$

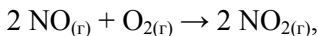
Сделайте вывод о направлении протекания, характере изменения энтальпии и энтропии реакции нейтрализации.

4. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, степени измельчения веществ, наличия катализатора и др.).

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

Например, для *гомогенной реакции*, в которой реагенты и продукты находятся в одной фазе (газовой, реже в жидкой),

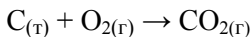


закон действующих масс может быть записан в виде кинетического выражения скорости реакции:

$$v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2),$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости; $c(\text{NO})$, $c(\text{O}_2)$ – молярная концентрация реагирующих веществ, моль/л.

Реакция в *гетерогенной системе* осуществляется на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концентрации веществ, но и от площади поверхности раздела фаз. Площадь поверхности соприкосновения фаз (реагирующих веществ) определяется степенью измельчения твердых реагентов. Так, для реакции



закон действующих масс можно записать в виде математического выражения

$$v = k \cdot c(\text{O}_2) \cdot s,$$

где k – константа скорости; $c(\text{O}_2)$ – молярная концентрация кислорода, моль/л; s – площадь поверхности раздела между фазами.

Концентрации веществ в твердом состоянии постоянны, поэтому в кинетическое уравнение гетерогенных реакций они не входят. В этом случае выражение скорости для прямой реакции будет иметь вид

$$v = k \cdot c(\text{O}_2).$$

Зависимость скорости реакции от температуры выражается *уравнением Вант-Гоффа*

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_{T_2} и v_{T_1} – скорости реакций при T_2 и T_1 ; γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10 °С.

Шведский ученый С. Аррениус на основании экспериментальных данных показал, что скорость и константа скорости возрастают с повышением температуры. Данная зависимость выражается *уравнением Аррениуса*:

$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции; k_0 – предэкспоненциальный множитель; T – температура (К); R – молярная газовая постоянная (8,314 Дж·моль⁻¹·К⁻¹); E_a – энергия активации (кДж·моль⁻¹).

Энергия активации – это минимальная энергия, которой должны обладать реагирующие молекулы, чтобы их столкновение приводило к химическому взаимодействию.

Уравнение Аррениуса позволяет проводить расчеты изменения скорости реакции при различных температурах:

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

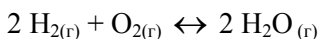
Одним из способов ускорения реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ – катализаторов, увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т. е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активированного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ.

В отличие от необратимых (односторонних) реакций кинетически обратимые реакции характеризуются состоянием химического равновесия.

Химическим равновесием называют такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции \bar{v} равна скорости обратной реакции \bar{v}' . Равенство $\bar{v} = \bar{v}'$ является кинетическим условием химического равновесия, которое характеризуется постоянством величины энергии Гиббса системы $\Delta_r G_T^0 = 0$.

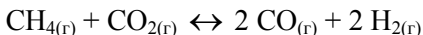
Количественно химическое равновесие характеризуется равновесным составом реакционной смеси, равновесной степенью превращения, равновесным выходом продуктов и *константой химического равновесия*. Величина, равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ, взятых в степенях, соответствующих их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции, называется константой равновесия K_c . Для обратимой гомогенной реакции



константа равновесия имеет вид

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}.$$

Для гомогенных химических равновесий, устанавливающихся в идеальных жидких системах, константу равновесия можно выразить через равновесные молярные концентрации (K_c), а для газообразных систем также через равновесные парциальные давления (K_p). Например, для гомогенной реакции



$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{CO}_2]}, \text{ или } K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2 \cdot p_{\text{H}_2}^2}{p_{\text{CH}_4} \cdot p_{\text{CO}_2}}.$$

В выражение констант равновесия гетерогенных обратимых реакций *не входят* равновесные молярные концентрации чистых твердых и жидких веществ. Например, для обратимой гетерогенной реакции



константа равновесия K_c будет иметь вид

$$K_c = \frac{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{SO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}]^2}.$$

Константа равновесия зависит от природы реагентов, температуры и не зависит от исходной концентрации веществ в системе.

В общем случае направление смещения равновесия обратимых реакций определяется *принципом Ле Шателье–Брауна*: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие путем изменения какого-либо из условий (c , p , T), то равновесие смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект (влияние) внешнего воздействия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

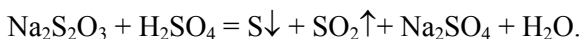
ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ, КАТАЛИЗ

Цель работы. Изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции, а также изучение влияния температуры и концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в данном опыте изучают на примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой H_2SO_4 :



Качественным признаком реакции является помутнение раствора вследствие образования коллоидной серы.

Скорость реакции измеряется временем от начала сливания растворов до появления во всех опытах одинаковой степени мутности раствора.

Выполнение опыта

В три пробирки налейте 1 н. раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воду в количествах, указанных в табл. 3.

Таблица 3

Номер пробирки	Объем, количество капель			Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время до начала помутнения, (τ) , с	Условная скорость реакции, $\nu = 1/\tau$, с^{-1}
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	4	8	1	1		
2	8	4	1	2		
3	12	—	1	3		

Содержимое пробирок 1 и 2 осторожно встряхните (перемешайте).

К раствору тиосульфата натрия в первой пробирке **добавьте каплю** 2 н. раствора серной кислоты (необходимо стараться, чтобы капля кислоты сразу попала в раствор, а не на стенку пробирки) **и сразу включите секундомер**. Как только в растворе появится муть, остановите секундомер, замерьте время и запишите его в табл. 3.

Аналогичные опыты повторите с пробирками 2 и 3. Занесите полученные данные в табл. 3. Рассчитайте условную скорость реакции.

В отчете:

- приведите таблицу с исходными данными и полученными экспериментальными значениями (табл. 3);
- постройте график зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: по оси абсцисс отложите условную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, по оси ординат – условную скорость реакции;
- сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия в растворе.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Влияние температуры на скорость химической реакции в данном опыте изучается на примере реакции, описанной в опыте 1.

Опыт проводят при следующих температурах: T_1 – комнатная температура, T_2 – на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ выше комнатной температуры, T_3 – на $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ выше комнатной температуры.

Экспериментальные данные опыта 1 для пробирки 1 (данные из табл. 3) перенесите в табл. 4. Укажите значение комнатной температуры (T_1), при которой проводился опыт 1.

Выполнение опыта

Заполните по две пробирки 1 и 2 в соответствии с данными табл. 4.

Таблица 4

Номер опыта	Объем, количество капель			$T, \text{ }^{\circ}\text{C}$	Время до начала помутнения $\tau, \text{ c}$	Условная скорость реакции, $v = \frac{1}{\tau}, \text{ c}^{-1}$
	Пробирка 1	Пробирка 2				
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	4	8	1			
2	4	8	1			
3	4	8	1			

Приготовьте стакан с водой, температура которой на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ выше комнатной температуры. В данный стакан поместите пробирки 1 и 2 и выдержите их в течение 3–5 минут. Быстро выньте пробирки, слейте их содержимое (раствор из пробирки 2 необходимо приливать к раствору тиосульфата в пробирке 1) и отметьте время до начала помутнения. Аналогично повторите опыт при температуре на 20 ° выше комнатной.

Данные (температуру T_2 и T_3 , время до помутнения в опытах 2 и 3) занесите в табл. 4 (результаты опытов 2 и 3).

Пользуясь правилом Вант-Гоффа и значениями условной скорости реакции при разных температурах, рассчитайте среднее значение температурного коэффициента $\gamma_{\text{сред}}$ по формуле

$$\gamma_{\text{сред}} = \sqrt{\frac{v_{T_3}}{v_{T_1}}}.$$

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, отложив по оси абсцисс температуру, а по оси ординат величины $v = \frac{1}{\tau}$.

Рассчитайте энергию активации (кДж) данной реакции при температурах T_1 и T_3 по уравнению Аррениуса:

$$E_a = \frac{2,3RT_1T_3}{T_3 - T_1} \lg \frac{v_{T_3}}{v_{T_1}}.$$

Сделайте выводы о выполнении правила Вант-Гоффа и о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Приготовьте два образца, приблизительно равные по массе: кусочек мела (мрамора) CaCO_3 с площадью поверхности s_1 и порошок мела (мрамора) с площадью поверхности фазы s_2 .

В две пробирки внесите по 15–20 капель (~ 1 мл) 2М раствора соляной кислоты HCl . В одну пробирку внесите кусочек мела (мрамора), а в другую – порошок мела (мрамора).

В какой из пробирок реакция протекает быстрее и почему?

Напишите уравнение реакции взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

Запишите кинетические уравнения скорости гетерогенной реакции при различных s_1 и s_2 .

Сделайте вывод о влиянии площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической гетерогенной реакции.

Опыт 4. Гетерогенный катализ

При гетерогенном катализе реагирующие вещества и катализатор находятся в разных фазах, обычно катализатор является твердым веществом, а реагенты – газами или жидкостями. Химическое взаимодействие непосредственно протекает на поверхности катализатора. Поэтому активность катализатора зависит от свойств его поверхности: ее величины, химического состава, структуры.

В данном опыте изучается скорость реакции разложения пероксида водорода H_2O_2 в присутствии катализатора MnO_2 .

Выполнение опыта

Налейте в пробирку 1–2 мл 10 %-го раствора пероксида водорода H_2O_2 . С помощью тлеющей лучинки убедитесь в отсутствии свободного газообразного кислорода.

Затем внесите в раствор на кончике микрошпателя MnO_2 и наблюдайте выделение газообразного кислорода. Убедитесь в наличии кислорода по загоранию тлеющей лучинки, внесенной в верхнюю часть пробирки.

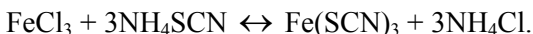
В *отчете* напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода в присутствии катализатора и запишите кинетическое уравнение для скорости каталитической реакции.

Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции разложения пероксида водорода. Приведите определения гетерогенного катализа и катализатора. Как изменяется энергия активации каталитических реакций?

Опыт 5. Химическое равновесие

а) Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия хлорида железа(III) FeCl_3 с роданидом аммония NH_4SCN :



Образующийся в результате реакции роданид железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ придает раствору кроваво-красную окраску, интенсивность которой зависит от концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ в растворе. Это позволяет наблюдать за направлением (сдвигом) смещения равновесия при изменении концентрации веществ, участвующих в реакции.

Выполнение опыта

В химический стаканчик внесите по 2 капли 0,005*M* раствора FeCl_3 и 0,01*M* раствора NH_4SCN и добавьте с помощью мерного цилиндра 10–15 мл дистиллированной воды до образования прозрачного раствора красного цвета. Полученный раствор разделите на четыре пробирки. Поставьте все пробирки в штатив.

В одну из пробирок добавьте 1–2 капли раствора FeCl_3 , в другую – 2–3 капли раствора NH_4SCN , в третью – на кончике микрошпателя кристаллической соли хлорида аммония NH_4Cl , четвертую пробирку оставьте для сравнения (эталон).

Содержимое пробирок тщательно размешайте интенсивным встряхиванием или с помощью стеклянной палочки. Отметьте изменение интенсивности окраски растворов в каждой из пробирок в сравнении с эталоном.

В *отчете* запишите:

– уравнение реакции взаимодействия между FeCl_3 и NH_4SCN в молекулярной и ионно-молекулярной форме, учитывая, что $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ – слабый электролит;

– кинетическое уравнение для скорости прямой и обратной реакции;

– условие химического равновесия и выражение константы K_c равновесия данной реакции;

– результаты опытов занесите в табл. 5.

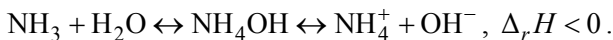
Сделайте обобщенный вывод о влиянии концентраций исходных веществ и продуктов реакции на положение равновесия (согласуются ли полученные данные с принципом Ле Шателье?).

Т а б л и ц а 5

Исходные данные		Наблюдения	Выводы			
Номер пробирки	Добавляемое вещество	Изменение (ослабление, усиление) интенсивности окраски раствора по отношению к эталону	Изменение (увеличение \uparrow , уменьшение \downarrow) равновесной концентрации			
			FeCl_3	NH_4SCN	$\text{Fe}(\text{SCN})_3$	NH_4Cl
1	Эталон	Кроваво-красная				
2	FeCl_3					
3	NH_4SCN					
4	NH_4Cl					

б) *Влияние температуры на химическое равновесие*

Наблюдать за смещением равновесия при изменении температуры можно в системе



Протекание прямого и обратного процессов в данной системе связано с изменением кислотно-основного характера среды. В результате протекания прямого процесса образуются гидроксидные ионы OH^- , и среда становится щелочной. О направлении смещения равновесия судят по изменению цвета растворов в присутствии индикатора фенолфталеина.

Выполнение опыта

В пробирку налейте 2–3 мл 1М раствора аммиака NH_4OH и добавьте 2–3 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Полученный раствор нагрейте до кипения, а затем охладите холодной водой (под краном) или в стакане со снегом. Как изменилась окраска раствора при нагревании и после охлаждения? Дайте объяснения, записав уравнение обратимой реакции.

Сделайте вывод о направлении смещения положения равновесия реакции диссоциации аммиака при нагревании и охлаждении. Объясните наблюдаемые явления с помощью принципа Ле Шателье.

5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Растворы – гомогенные (однородные) системы переменного состава двух или большего числа веществ (компонентов), одним из которых является растворитель. Сумма масс всех компонентов раствора составляет его массу:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{растворенных веществ}} + m_{\text{растворителя}}.$$

Массу раствора легко можно найти экспериментальным путем, зная его объем V и плотность ρ :

$$m_{\text{р-ра}} = V\rho.$$

Основной количественной характеристикой растворов является концентрация, которая отражает содержание растворенных веществ в единице массы, единице объема раствора или растворителя.

Массовая доля – отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора (в процентах – число граммов растворенного вещества в 100 г раствора):

$$\omega_B = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} 100 \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho} 100 \%.$$

Молярная концентрация (c_B) – число молей растворенного вещества в 1 л раствора:

$$c_B = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_B \cdot V}, \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right]; \text{ краткое обозначение} - M.$$

Молярная концентрация эквивалентов ($c_{\text{экр}}$) – число молей эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$c_{\text{экр}} = \frac{n_{\text{экр}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{экр}} \cdot V}, \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right]; \text{ краткое обозначение} - n.$$

Титр (T_B) – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора

$$T_B = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \left[\frac{\text{Г}}{\text{МЛ}} \right].$$

Метод определения концентрации растворов

Денсиметрия – метод количественного анализа, основанный на измерении плотности исследуемого раствора и сравнении полученной величины с табличными данными. Между плотностью раствора и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц. Для приближенного определения плотности рас-

твора применяют ареометр – прибор, принцип действия которого основан на законе Архимеда.

Ареометр – это стеклянный поплавок, имеющий сверху шкалу, градуированную в единицах плотности. Исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр и подбирают такой ареометр, который свободно плавает в растворе, не касаясь стенок и дна сосуда. Плотность определяют по делению шкалы ареометра, до которого он погружается в раствор, и, сравнивая полученное значение с табличными данными, находят концентрацию раствора (см. рисунок).

Если в таблице нет значения плотности, точно соответствующего показанию ареометра, концентрацию находят интерполяцией. Например, измеренная плотность раствора карбоната натрия равна 1,070 г/мл.

Например, в таблице имеются следующие значения:

Концентрация, % (масс.)	ρ , г/мл
8	1,0816
6	1,0606
Разность	0,0210

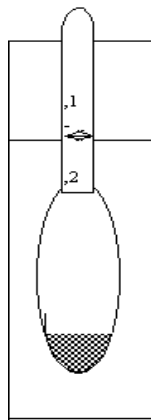
Полученное значение 1,070 г/мл отличается от плотности 6 %-го раствора на $1,070 - 1,0606 = 0,0094$ г/мл.

Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 0,0210 \text{ г/мл} \text{ — } 2 \% \\ 0,0094 \text{ г/мл} \text{ — } x \end{array}$$

Отсюда $x = 0,90 \%$.

Таким образом, концентрация раствора карбоната натрия с плотностью 1,070 г/мл равна $6 + 0,90 = 6,90 \%$.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы. Освоение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора и методики их количественного анализа.

Опыт 1. Приготовление водного раствора соли с заданной массовой долей растворенного вещества (%) и определение его концентрации методом денсиметрии

Получите у преподавателя *задание*: приготовить раствор соли с заданной массовой долей растворенного вещества (%) заданного объема.

Выполнение опыта

1. Рассчитайте массу соли $m_{\text{в-ва}}$, массу воды $m_{\text{H}_2\text{O}}$ и объем воды V ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$), необходимые для приготовления раствора.
2. Взвесьте на технических весах на листе бумаги рассчитанную навеску соли и перенесите в химический стакан емкостью 150 мл.
3. Мерным цилиндром отмерьте рассчитанный объем дистиллированной воды и прилейте в стакан с солью.
4. Полностью растворите соль в отмеренном количестве воды, помешивая раствор стеклянной палочкой.
5. Перелейте приготовленный раствор в мерный цилиндр.
6. В присутствии преподавателя с помощью ареометра определите плотность полученного раствора ($\rho_{\text{эксп}}$).

В *отчете* приведите расчеты массы соли $m_{\text{в-ва}}$, массы воды и объем воды.

Для приготовленного раствора рассчитайте:

- массовую долю раствора ($\omega_{\text{эксп}}$);
- молярную концентрацию ($c_{\text{В}}$);
- молярную концентрацию эквивалентов ($c_{\text{экв}}$);
- титр ($T_{\text{В}}$) приготовленного раствора.

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации смешиванием растворов более высокой и более низкой концентрации

Получите у преподавателя *задание*: приготовить заданный объем раствора хлорида натрия заданной концентрации, имея в своем распоряжении 5 %-й и 20 %-й растворы NaCl.

Выпишите из таблицы приложения 1 плотностиготавливаемого и исходных растворов NaCl.

Вычислите массу раствора $m_{\text{р-ра}}(x)$ с заданной массовой долей и объемом

$$m_{\text{р-ра}}(x) = V\rho.$$

Рассчитайте необходимые объемы исходных 5 %-го и 20 %-го растворов.

Для расчета можно использовать правило смешения, известное под названием *правило креста*.

Концентрации исходных растворов записываем в первом столбце, во втором столбце записываем заданную концентрацию. Разность между исходными концентрациями и заданной записываем в третьем столбце в направлении пересекающихся диагоналей.

Полученные значения a и b указывают, в каком соотношении *по массе* должны быть смешаны растворы.

Массу приготавливаемого раствора рассчитываем по формуле

$$\begin{array}{ccc} 20 & \nearrow & a = x - 5 \\ & x & \\ 5 & \searrow & b = 20 - x, \end{array}$$

x – заданная массовая доля.

Она должна быть распределена между исходными растворами пропорционально найденным частям. Всего частей $a + b$.

Масса 20 %-го раствора NaCl, необходимая для приготовления заданного раствора, равна

$$m(20 \% \text{ р-ра}) = \frac{m_{\text{р-ра}}(x)}{a + b} a,$$

а объем его

$$V(20 \% \text{ р-ра}) = \frac{m(20 \% \text{ р-ра})}{\rho(20 \% \text{ р-ра})}.$$

Аналогично рассчитывается масса и объем 5 %-го раствора NaCl:

$$m(5 \% \text{ р-ра}) = \frac{m_{\text{р-ра}}(x)}{a + b} b,$$

$$V(5 \% \text{ р-ра}) = \frac{m(5 \% \text{ р-ра})}{\rho(5 \% \text{ р-ра})}.$$

Отмерьте вычисленные объемы исходных растворов мерным цилиндром, слейте их в колбу или стакан подходящего объема, тщательно перемешайте полученный раствор. Отлейте часть раствора в цилиндр, измерьте ареометром плотность приготовленного раствора.

По таблице приложения 1 найдите концентрацию раствора (в процентах). Определите относительную погрешность величины концентрации приготовленного раствора:

$$\eta = \left| \frac{\omega_{\text{теор}} - \omega_{\text{эксп}}}{\omega_{\text{теор}}} \right| 100 \% .$$

В *отчете* приведите расчеты массы заданного раствора, массы и объема 5 %-го и 20 %-го растворов.

Для приготовленного раствора рассчитайте:

- молярную концентрацию (c_B),
- молярную концентрацию эквивалентов ($c_{\text{экв}}$),
- титр (T_B).

6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Жидкие растворы подразделяются на растворы электролитов, способные проводить электрический ток, и растворы неэлектролитов, которые не электропроводны. Процесс распада веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя (например, воды) называется *электролитической диссоциацией*. Следствием электролитической диссоциации является электролитическая проводимость растворов электролитов (кислот, оснований, солей).

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый. В растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и молекулами. Количественно диссоциация характеризуется *степенью диссоциации* α – отношением числа молекул, распавшихся на ионы (N_i), к общему числу растворенных молекул ($N_{\text{общ}}$) электролита:

$$\alpha = N_i / N_{\text{общ}}.$$

Степень диссоциации электролита определяется экспериментально и выражается в долях единицы или в процентах. Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, присутствия в растворе одноименных ионов.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные, средние и слабые. К сильным электролитам относятся такие, которые в 0,1M растворе имеют $\alpha > 30 \%$. **Сильными электролитами являются:**

– почти все растворимые соли (кроме HgCl_2 , CdCl_2 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и некоторых других);

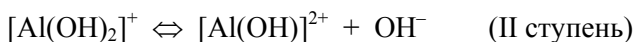
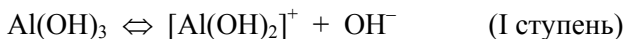
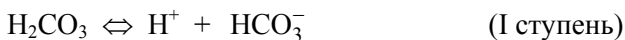
– многие минеральные кислоты, например, HNO_3 , HCl , HI , HBr , H_2SO_4 , HClO_4 и др.;

– основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например, KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

У **средних электролитов** $\alpha = 3 \dots 30 \%$ в 0,1M растворах; к ним относятся, например, H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Для **слабых электролитов** в 0,1M растворах $\alpha < 3 \%$; слабыми электролитами являются H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO и другие, а также большинство оснований многовалентных металлов, NH_4OH и вода.

Диссоциация слабых электролитов протекает обратимо. Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например:



Ступенчатость диссоциации обуславливает возможность образования кислых и основных солей.

Об относительной силе электролитов можно судить по электрической проводимости их растворов. Электрическая проводимость тем выше, чем больше ионов в растворе. При разбавлении растворов степень диссоциации электролита увеличивается. Присутствие в растворе одноименных ионов понижает степень диссоциации.

Кроме степени диссоциации, состояние слабых электролитов в растворе характеризуется константой равновесия между молекулами и ионами, которую называют константой диссоциации. Например, для $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}.$$

Между константой и степенью диссоциации слабого электролита существует взаимосвязь:

$$K_{\text{д}} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}.$$

Данное уравнение является математическим выражением закона разбавления Оствальда. Для слабого электролита при небольших разбавлениях α очень мала, а величина $(1 - \alpha)$ близка к единице. Поэтому при расчетах закон разбавления Оствальда можно использовать в виде

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{c}}.$$

Вода – малодиссоциированное вещество. При ее электролитической диссоциации образуется равное количество ионов H^+ и OH^- :



Константа диссоциации воды равна

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 25^\circ \text{C)}.$$

Молярная концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$ составляет 55,5 моль/л, откуда ионное произведение воды (постоянная воды)

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 10^{-14} \text{ (при } 25^\circ \text{C)}.$$

В нейтральном растворе

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Однако при добавлении к воде кислоты или щелочи ионное равновесие будет смещено влево (вспомните действие одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита). Для кислых растворов $[\text{H}^+] > 10^{-7}$, а щелочных $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.

Количественно характер среды определяется водородным показателем pH, который вычисляется через отрицательный десятичный логарифм от концентрации ионов водорода:

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

Для нейтральных растворов рН равен 7, для кислых меньше 7, а для щелочных – больше 7. Если выражение для ионного произведения воды прологарифмировать и поменять знаки, то получим

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Характер среды раствора можно определить с помощью кислотно-основных индикаторов, меняющих свой цвет в зависимости от концентрации ионов водорода или гидроксид-ионов. Каждый индикатор характеризуется определенным интервалом рН раствора, при котором он изменяет свой цвет. Изменение цвета *лакмуса* от красного до синего происходит при рН от 5 до 8, *метилового оранжевого* – от розового до желтого – при рН от 3,1 до 4,4; *фенолфталеина* – от бесцветного до малинового – при рН от 8,3 до 9,8. Эти интервалы значений рН называются областями перехода окраски индикатора. Более точно рН раствора измеряется с помощью электрического прибора – рН-метра (потенциометра).

Изменение характера среды раствора происходит не только в результате добавления к воде кислоты или щелочи, но и при растворении некоторых солей.

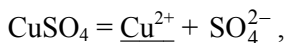
Процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой, который приводит к изменению среды раствора, называется гидролизом соли. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в малодиссоциированные соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в сторону ее усиления и накопления в растворе ионов водорода или гидроксид-ионов. При этом изменяется рН раствора.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов слабого электролита: основания или (и) кислоты. Соли, образованные многозарядными катионами или анионами, гидролизуются ступенчато с образованием малодиссоциированных гидроксокатионов или гидроанионов. При комнатной температуре, как правило, гидролиз идет по первой ступени.

Различают гидролиз соли:

1) *по катиону* (соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами, NH_4Cl , CuCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 и т.п.), который приводит к связыванию гидроксид-ионов воды и накоплению ионов водорода, среда раствора кислая ($\text{pH} < 7$).

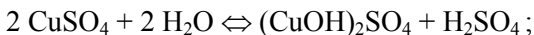
Например, гидролиз соли сульфата меди(II):
уравнение диссоциации соли CuSO_4



ионно-молекулярное уравнение по I ступени

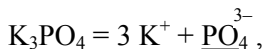


молекулярное уравнение по I ступени



2) **по аниону** (соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами, K_2S , Na_2CO_3 , KCN , NaNO_2 и т. п.), который приводит к связыванию ионов водорода от воды и накоплению ионов OH^- , среда раствора щелочная ($\text{pH} > 7$). Например, гидролиз соли сульфата калия:

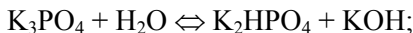
уравнение диссоциации соли K_3PO_4



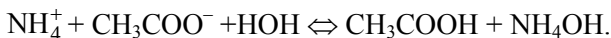
ионно-молекулярное уравнение по I ступени



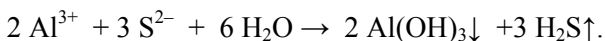
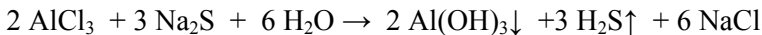
молекулярное уравнение по I ступени



3) **по катиону и аниону** (соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и т. п.). В зависимости от констант диссоциации, образующихся при гидролизе кислоты и основания, растворы солей этого типа могут иметь слабокислую или слабощелочную реакцию, т. е. pH близко к нейтральной среде



Соли, гидролизующиеся по катиону и аниону, в растворе, как правило, не существуют, так как они полностью разлагаются водой, образуя соответствующее слабое основание и слабую кислоту:



Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Значение pH водных растворов таких солей равно 7.

Для процесса гидролиза характерны следующие закономерности.

1. Гидролиз соли усиливается с повышением температуры и разбавлением раствора.

2. Реакция гидролиза соли обратима. В соответствии с принципом Ле Шателье процесс гидролиза должен подавляться при подкислении (если соль образована сильной кислотой и слабым основанием, накапливаются ионы H^+) или при подщелачивании (если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, накапливаются ионы OH^-).

3. Гидролиз, в результате которого образуются малорастворимые или газообразные продукты, удаляющиеся из сферы реакции, необратим.

Полнота гидролиза характеризуется степенью гидролиза β , которая показывает отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул:

$$\beta = N_{\text{гидр}} / N_{\text{общ.}}$$

К реакции гидролиза соли применимы все положения и законы учения о химическом равновесии. Константа равновесия реакции гидролиза называется константой гидролиза соли $K_{\text{г}}$. Ее величина характеризует соотношение между равновесными концентрациями всех компонентов системы. Связь между константой гидролиза соли ($K_{\text{г}}$) и степенью гидролиза (β) в растворе заданной концентрации ($c_{\text{в}}$) выражается законом Оствальда:

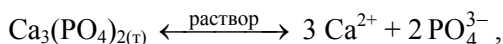
$$K_{\text{г}} = \frac{\beta^2 c}{1 - \beta}, \quad \beta = \sqrt{\frac{K_{\text{г}}}{c}}.$$

Взаимосвязь между K_{Γ} и $K_{\text{д}}$ слабого электролита выражается формулой

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дх}}},$$

где $K_{\text{дх}}$ – константа диссоциации слабого электролита по последней ступени (см. приложение 2).

Электролиты, обладающие ограниченной растворимостью в воде, характеризуются *произведением растворимости*. В насыщенном растворе труднорастворимого электролита, например $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, устанавливается гетерогенное равновесие



для которого произведение растворимости есть величина постоянная и равна произведению концентрации ионов, взятых в степенях, соответствующих коэффициентам в уравнении реакции

$$\text{ПР} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 2 \cdot 10^{-29}.$$

Чем меньше величина ПР, тем труднее растворяется соединение, и наоборот, чем больше ПР, тем большей растворимостью обладает соединение.

В случае, если величина ПР будет меньше величины произведения ионов в растворе, то самопроизвольно образуется осадок труднорастворимого соединения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ГИДРОЛИЗ. УСЛОВИЯ ВЫПАДЕНИЯ И РАСТВОРЕНИЯ ОСАДКОВ

Цель работы. Ознакомление с процессами, протекающими в водных растворах электролитов, – диссоциация и гидролиз, сравнение свойств растворов сильных и слабых электролитов, гомогенных и гетерогенных равновесий в растворах электролитов.

Опыт 1. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов

а) На универсальную индикаторную бумагу нанесите по капле 0,01M растворов соляной HCl и уксусной кислот CH_3COOH . Определите значения pH растворов. Объясните, почему они различаются? Составьте уравнения процессов диссоциации в растворах данных электролитов.

б) На универсальную индикаторную бумагу нанесите по капле 0,01M растворов гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH_4OH . Определите значения pH растворов. Объясните, почему они различаются? Составьте уравнения процессов диссоциации в растворах данных электролитов.

Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

В две пробирки внесите по три капли разбавленной уксусной кислоты и добавьте по одной капле индикатора – раствора метилоранжа.

Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую внесите микрошпателем 2–3 кристаллика ацетата натрия CH_3COONa и хорошо перемешайте, встряхивая содержимое пробирки.

Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните ее изменение.

Сформулируйте вывод: как изменяется степень диссоциации при добавлении сильного электролита, содержащего одноименные ионы. Что необходимо добавить к раствору слабой кислоты, чтобы сместить равновесие в сторону образования недиссоциированных молекул?

Опыт 3. Определение характера среды в растворах солей Гидролиз солей

Для определения реакции среды используйте универсальную индикаторную бумагу. Вначале нанесите несколько капель дистиллированной воды на полоску универсальной индикаторной бумаги и определите pH среды. Почему дистиллированная вода, находящаяся в лаборатории, показывает слабокислую реакцию?

Затем в четырех пробирках растворите в 8–10 каплях дистиллированной воды по 2–3 кристаллика предложенных солей (ZnSO_4 или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 или Na_3PO_4 , NaHCO_3 или Na_2HPO_4) и с помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH полученных растворов.

В *отчете* для каждой соли:

- запишите уравнение диссоциации соли;
- укажите состав и силу электролитов, которыми образована данная соль;
- запишите уравнения гидролиза растворов испытуемых солей в молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах по первой ступени;
- укажите, каким ионом определяется реакция среды;
- запишите выражение для константы гидролиза по первой ступени $K_{\text{г1}}$, рассчитайте ее численное значение.

В выводе приведите определение гидролиза, укажите признаки реакции гидролиза.

Опыт 4. Влияние температуры на степень гидролиза (смещение равновесия гидролиза)

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора ацетата натрия и 1–2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте интенсивность окраски раствора. Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения, а оставшийся раствор нагрейте на спиртовке до кипения. Изменилась ли интенсивность окраски раствора? Охладите раствор и вновь сравните его с контрольным образцом. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции гидролиза соли в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Укажите знак величины теплового эффекта реакции гидролиза.

Опыт 5. Условия выпадения и растворения осадков

В одну пробирку внесите пять капель раствора хлорида кальция CaCl_2 , в другую пять капель раствора хлорида бария BaCl_2 . Затем в каждую пробирку добавьте по 2–3 капли 0,1M раствора серной кислоты.

Наблюдайте образование осадков. Объясните причину выпадения осадков, зная табличные значениями $PP(CaSO_4)$ и $PP(BaSO_4)$:

$$PP_{CaSO_4} = 3,7 \cdot 10^{-5}; PP_{BaSO_4} = 1,09 \cdot 10^{-10}.$$

Запишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах и выражения констант гетерогенных равновесий.

В выводе запишите условия выпадения осадка.

7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения – сложные вещества, молекулы которых состоят из атома или иона – комплексообразователя, связанного с несколькими способными к самостоятельному существованию молекулами или ионами, называемыми *лигандами*.

Согласно координационной теории Вернера различают *внутреннюю* и *внешнюю сферы* комплексного соединения. Лиганды, непосредственно связанные с комплексообразователем, образуют вместе с ним по донорно-акцепторному механизму внутреннюю сферу – *комплексный ион*. Обозначается внутренняя сфера квадратными скобками: $[SnCl_6]^{2-}$, $[HgI_4]^{2-}$, $[Al(H_2O)]^{3+}$ и др.

Ионы, нейтрализующие заряд внутренней сферы, но не связанные с комплексообразователем ковалентно, образуют *внешнюю сферу* комплексного соединения.

Комплексообразователями могут выступать любые атомы или положительно заряженные ионы, имеющие вакантные орбитали. Наиболее характерными комплексообразователями являются *d*-элементы побочных подгрупп (Ag^+ , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} и др.).

В качестве лигандов могут выступать молекулы или анионы, обладающие неподеленными электронными парами – это простые анионы (F^- , Cl^- , Br^- , I^-), сложные анионы (OH^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , CO_3^{2-} и др.) и молекулы (H_2O , NH_3 , CO и др.).

Число химических связей, которые комплексообразователь образует с лигандами, называют *координационным числом*. Значение координационного числа может изменяться в пределах от 2 до 12 и зависит от природы и степени окисления комплексообразователя, природы и ден-

татности лиганда, а также от условий (температуры, природы растворителя и др.), при которых протекает реакция комплексообразования.

Число химических связей, которые образует один лиганд с комплексообразователем, называют *дентатностью*. Например, однозарядные анионы (NO_2^- , Cl^- и др.) и молекулы (H_2O , NH_3 , CO и др.) относятся к монодентатным, двухзарядные анионы ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и др.) и молекулы (N_2H_4 , $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$ и др.) являются бидентатными лигандами.

Между значением координационного числа и степенью окисления элемента комплексообразователя существует определенная взаимосвязь – чаще всего координационное число равно удвоенному значению степени окисления комплексообразователя: например, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ и др.

В зависимости от знака заряда комплексного иона выделяют соединения, содержащие комплексные катионы, например $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; комплексные анионы, например $[\text{AlF}_6]^{3-}$, и нейтральные комплексы, например $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.

По природе лигандов различают следующие комплексные соединения:

- аквакомплексы, например $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ (лигандами являются молекулы воды);
- аммиакаты, например $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ (лиганды – молекула аммиака);
- гидроксидные комплексы, например $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (лиганды – гидроксид-анионы OH^-);
- ацидокомплексы, например $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (лиганды – анионы кислот);
- смешанные комплексы, например $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{SO}_4$ (лиганды – любые молекулы и ионы).

Рассмотрим строение комплексных соединений на примере $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

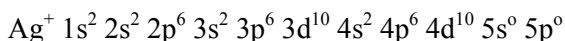
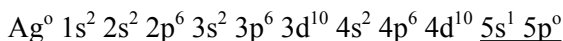
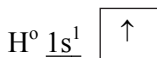
Внутренняя сфера – комплексный катион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$;

внешняя сфера – хлорид-ионы Cl^- .

Внутренняя сфера состоит из иона Ag^+ – ион-комплексообразователь, лигандов – молекул аммиака NH_3 .

Число присоединившихся к комплексообразователю лигандов равно двум, поэтому в соединении $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ион Ag^+ имеет координационное число, равное двум.

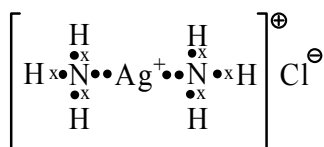
Рассмотрим виды связей в комплексном соединении $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Для этого запишем электронные формулы элементов и подчеркнем валентные электроны:



В молекуле аммиака NH_3 между атомами азота и атомами водорода существует обычная ковалентная связь, образованная 1s электронами атома водорода и 2p электронами атома азота (обменный механизм).

У атома азота имеется неподеленная пара $2s^2$ электронов. Азот предоставляет эту пару электронов иону серебра на свободные 5s и 5p орбитали. Между ионом Ag^+ и молекулами NH_3 образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму, Ag^+ – акцептор электронов, азот в молекуле NH_3 – донор.

Типы связей в комплексном соединении $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$:



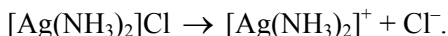
Условные обозначения:

- – электроны азота
- x – электроны водорода
- x • – ковалентная связь
- – донорно-акцепторная связь

Химическая связь между внутренней и внешней сферой комплекса – ионная.

В водных растворах комплексные соединения диссоциируют на ионы в две стадии.

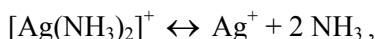
Вначале происходит *первичная* электролитическая диссоциация по типу сильного электролита – диссоциация протекает полностью на ионы внешней и внутренней сферы комплекса:



Затем происходит *вторичная* диссоциация уже по типу слабого электролита – ступенчато отщепляются лиганды внутренней сферы.

Каждая ступень диссоциации внутренней сферы комплекса характеризуется своей константой химического равновесия, произведение которых называется полной константой нестойкости.

Например, для суммарного процесса диссоциации комплексного иона



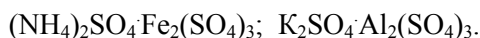
применяя закон действующих масс к обратимым процессам, получим выражение для константы равновесия диссоциации комплексного иона – константы нестойкости (K_n)

$$K_n = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}$$

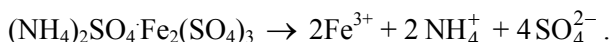
Величина K_n характеризует устойчивость комплексного иона. Чем больше K_n , тем менее устойчив комплексный ион.

Непрочные (неустойчивые) комплексные ионы можно разрушить добавлением воды, так как при разбавлении увеличивается степень диссоциации. Например, ион $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ неустойчив ($K_n = 1,0 \cdot 10^{-3}$), и при добавлении воды наблюдается переход фиолетовой окраски раствора, характерной для ионов $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$, в розовую, характерную для иона Co^{2+} .

В отличие от комплексных соединений соединения с малоустойчивой внутренней сферой называют двойными солями. Их формулы записывают без квадратных скобок, как соединения молекул:



В растворах двойные соли диссоциируют практически полностью



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы. Изучение строения и свойств комплексных соединений.

Опыт 1. Свойства двойных и комплексных солей

Качественные реакции на ионы NH_4^+ , Fe^{3+} и SO_4^{2-}

Приготовьте раствор двойной соли железоаммонийных квасцов $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Для этого внесите на дно пробирки соль и добавьте 2 мл дистиллированной воды. Перемешайте, дайте отстояться и отделите нерастворившуюся часть соли от раствора методом декантации. Разделите раствор на три пробирки. В четвертую пробирку внесите 3 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Докажите наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} и SO_4^{2-} в растворе железоаммонийных квасцов:

- в первую пробирку прибавьте 2 капли раствора роданида аммония NH_4SCN ;
- во вторую – 2 капли раствора хлорида бария BaCl_2 ;
- в третью – 3 капли 4М раствора гидроксида натрия (содержимое этой пробирки нагрейте на водяной бане до появления специфического запаха аммиака; обнаружить газ можно по изменению окраски лакмусовой бумаги – для этого над раствором поместите смоченную водой полоску индикаторной бумаги);
- в четвертую – 2 капли роданида аммония NH_4SCN .

Во всех ли пробирках происходит реакция? Напишите уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов, ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых были обнаружены ионы двойной соли в растворе, отметив качественный признак присутствия в растворе ионов NH_4^+ , Fe^{3+} и SO_4^{2-} .

В *отчете* напишите уравнения диссоциации комплексной соли и выражение для константы нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, запишите ее численное значение и сделайте вывод об устойчивости этого иона в растворе. В чем состоит сходство и различие в диссоциации двойных и комплексных солей?

Опыт 2. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом и анионом

а) Внесите в пробирку 5 капель 0,1*M* раствора сульфата меди(II) и прибавьте к нему 2–3 капли 2*M* раствора аммиака, встряхивая пробирку для лучшего перемешивания содержимого. Наблюдайте выпадение осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Отметьте цвет осадка.

Затем по каплям прибавьте избыток концентрированного раствора NH_4OH до растворения осадка. Как меняется при этом цвет раствора и почему?

В отчете:

1) запишите уравнение реакции получения основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$;

2) запишите уравнение реакции получения комплексных соединений, учитывая, что в избытке аммиака образуются одновременно комплексное основание и комплексная соль меди(II), содержащие медно-аммиачный комплексный ион с координационным числом 4;

3) для комплексных соединений приведите:

- названия и укажите: а) комплексообразователь, его координационное число и заряд, б) лиганды и их заряд, в) заряд внутренней сферы, г) ионы внешней сферы и их заряд;

- напишите электронные формулы иона комплексообразователя и укажите, какие атомные орбитали участвуют в образовании химической связи;

- напишите электронные формулы атомов лигандов и укажите неподеленные пары электронов донора;

- запишите уравнение диссоциации комплексной соли в растворе и выражение для константы нестойкости комплексного иона, приведите ее численное значение ($K_n = 9,33 \cdot 10^{-13}$).

б) Поместите в пробирку 5–7 капель 0,5*M* раствора нитрата висмута(III) и прибавьте к нему 2–3 капли 0,5*M* раствора иодида калия, встряхивая пробирку для лучшего перемешивания содержимого. Наблюдайте выпадение осадка средней соли – иодида висмута(III), отметьте его цвет. Добавьте еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет получившегося раствора?

В отчете:

1) запишите уравнение реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Bi^{3+} равно четырем ($K_n = 1 \cdot 10^{-19}$);

2) составьте выражение для константы нестойкости комплексного иона, запишите ее численное значение.

Опыт 3. Обменные реакции комплексных соединений

а) Внесите в пробирку 3 капли раствора соли железа(II) и прибавьте 2 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте выпадение осадка – турнбулева синь – качественная реакция на катионы Fe^{2+} .

б) Внесите в пробирку 3 капли раствора соли железа(III) и прибавьте 2 капли раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте выпадение осадка – берлинская лазурь – качественная реакция на катионы Fe^{3+} .

в) Внесите в пробирку 3 капли раствора соли меди(II) и прибавьте 2 капли раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте выпадение красно-коричневого осадка $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Запишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

Составьте выражения для констант нестойкости комплексных ионов растворимых соединений.

8. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Электродными процессами называют окислительно-восстановительные реакции, происходящие на границе раздела фаз с участием заряженных частиц (электронов или ионов).

Электрод – это система, состоящая из двух контактирующих фаз: материала с электронной проводимостью и ионного проводника (расплав, раствор электролита или твердый электролит). Электролитами служат расплавы солей, оксидов или гидроксидов, растворы солей, кислот или оснований в полярных растворителях, а также твердые электролиты.

Электродом 1-го рода служит металлическая пластинка, изготовленная из простого вещества (металла или полупроводника) и погруженная в раствор, содержащий одноименные ионы. **Электрод 2-го рода** – это система, в которой металл покрыт слоем его труднорастворимой соли (или оксида), а раствор содержит анионы этой соли (или OH^-). Электроды изображают в виде схемы: слева от вертикальной черты, означающей границу раздела фаз, указывают вещества, находящиеся в растворе; справа – вещества, образующие электродный материал, например, $\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ – цинковый электрод.

При погружении металла в водный раствор его соли между металлической фазой и раствором будут происходить взаимно обратные процессы ионизации и осаждения металла:



При равновесии скорость растворения металла (процесс окисления) равна скорости разряда его ионов (процесс восстановления). Потенциал, устанавливающийся на электроде при окислительно-восстановительном равновесии, называется **равновесным электродным потенциалом**. Измерить его можно с помощью другого электрода – *электрода сравнения*, в качестве которого часто применяется водородный электрод. Потенциал водородного электрода в стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$, $p_{\text{H}_2} = 1,01 \text{ кПа}$, концентрация ионов водорода в растворе равна 1 моль/л) принят равным нулю: $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ В}$.

Измеренную при стандартных условиях разность потенциалов между исследуемым электродом и электродом сравнения называют **стандартным электродным потенциалом** и обозначают $E_{\text{Ox/Red}}$.

Электродный потенциал любой окислительно-восстановительной системы, находящейся в нестандартных условиях, можно рассчитать по **уравнению Нерста**:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{[\text{Ox}]}}{a_{[\text{Red}]}} ,$$

где E^0 – стандартный электродный потенциал; R – универсальная газовая постоянная $8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$; T – абсолютная температура, К; F – число Фарадея, $F = 96\,500 \text{ Кл/моль}$; n – число электронов, участву-

ющих в электродной реакции; $a_{[\text{Ox}]}$, $a_{[\text{Red}]}$ – активность окисленной и восстановленной форм в электродной реакции $\text{Ox} + ne^- \leftrightarrow \text{Red}$.

Величина равновесного электродного потенциала металлического электрода зависит от активности ионов металла в растворе (молярной концентрации электролита), температуры и природы самого электрода. Данная зависимость выражается уравнением Нернста

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg a_{\text{Me}^{n+}}.$$

При н.у. ($a_{\text{Me}^{n+}} \sim c_{\text{Me}^{n+}} = 1$ моль/л, $p = 1$ атм, $T = 298$ К) уравнение Нернста имеет вид

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}.$$

Электрохимическая система состоит из двух электродов и находящегося с ними в контакте электролита. В ней могут протекать как минимум одна реакция окисления и одна реакция восстановления. Электроды (обычно металлы) являются проводниками 1-го рода, т. е. обладают электронной проводимостью. Электролиты или проводники 2-го рода обладают ионной проводимостью.

Устройство, в котором энергия химических реакций преобразуется в электрическую энергию, называется *гальваническим элементом*. Напротив, устройство, в котором при прохождении электрического тока через электролит происходят химические реакции, называется *электролизером*.

Основные составные части гальванического элемента (ГЭ):

- два *электрода*, помещенных в раствор *электролитов*. На границе раздела «проводник 1-го рода (электрод) – проводник 2-го рода (электролит)» возникает равновесный потенциал.

На электродах протекают процессы окисления или восстановления – *электродные реакции*. Электрод, на котором происходит окисление, называется *анодом*; электрод, на котором происходит восстановление, называется *катодом*;

- растворы электролитов, в которые погружены электроды, между собой соединяются *электролитическим ключом* – изогнутой трубкой, заполненной агар-агаром с KCl.

Самопроизвольное протекание окислительно-восстановительных реакций на электродах является причиной возникновения напряжения

в ГЭ и обеспечивает его *работу*, которая может быть *только положительной* величиной. Равновесное напряжение ГЭ, или его электродвижущая сила ΔE , представляет собой разность равновесных электродных потенциалов катода и анода:

$$\Delta E_{\text{ГЭ}} = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}.$$

Максимальная электрическая работа A равна произведению перенесенного заряда (nF) и ΔE :

$$A = nF \cdot \Delta E.$$

Эта работа совершается за счет самопроизвольно протекающей реакции, для которой $\Delta_r G^0 < 0$.

Так как $A = -\Delta G$, следовательно, $\Delta G = -nF \cdot \Delta E$.

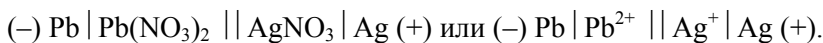
Таким образом, зная термодинамические характеристики процесса, можно рассчитать электродвижущую силу, и наоборот.

Рассмотрим пример ГЭ, состоящего из свинцового и серебряного электродов, погруженных в растворы их растворимых в воде солей – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 соответственно.

В ГЭ всегда электроны по внешней цепи движутся от электрода, имеющего наиболее отрицательное значение электродного потенциала (анода), к электроду с наиболее положительным значением потенциала – к катоду.

Так как $E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,126 \text{ В}$ и $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,8 \text{ В}$, то свинцовый электрод – анод, а серебряный электрод – катод.

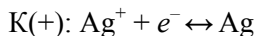
Устройство ГЭ изображается в виде электрохимической схемы:



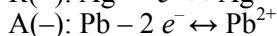
Анод записывают слева, катод – справа. Вертикальная черта означает границу раздела твердой и жидкой фаз – место возникновения электродного потенциала, две черты – наличие электролитического ключа.

Электродные реакции:

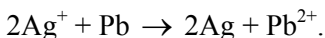
реакция восстановления на катоде



реакция окисления на аноде



Сложив оба уравнения, получим суммарное уравнение, определяющее работу ГЭ:



Равновесное напряжение данного гальванического элемента будет равно

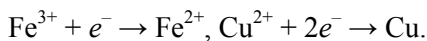
$$E_{\Gamma\Xi}^0 = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 - E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = 0,799 - (-0,126) = 0,925 \text{ В},$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = \Delta_f G_{298}^0(\text{Pb}^{2+}) - 2\Delta_f G_{298}^0(\text{Ag}^+) = -24,3 - 2 \cdot 77,1 = -178,5 \text{ кДж},$$

$$E_{\Gamma\Xi}^0 = \frac{-\Delta_r G_{298}^0}{nF} = \frac{178,5 \cdot 10^3}{2 \cdot 96\,500} = 0,925 \text{ В}.$$

Электролизом называется совокупность электрохимических окислительно-восстановительных процессов, происходящих при прохождении электрического тока через электролит с погруженными в него электродами.

На катоде катионы восстанавливаются в ионы более низкой степени окисления или в атомы, например:



Нейтральные молекулы могут участвовать в превращениях на катоде непосредственно или реагировать с продуктами катодного процесса, которые рассматриваются в этом случае как промежуточные вещества электролиза.

На аноде происходит окисление ионов или молекул, поступающих из объема электролита или принадлежащих материалу анода, – в этом случае анод растворяется или окисляется – анодное растворение.

Последовательность процессов на электродах при электролизе растворов электролитов с инертными и растворимыми электродами

Особенностью электролиза водных растворов является то, что электродные процессы протекают при одновременном участии воды. Часто перенапряжение на электродах оказывается достаточным для одновременного разряда не только ионов электролита, но и молекул воды.

Из электродных процессов наиболее вероятен тот, осуществление которого связано с минимальной затратой энергии. Поэтому на катоде первыми восстанавливаются наиболее сильные окислители (с максимальным значением E^0), на аноде первыми окисляются наиболее силь-

ные восстановители (с минимальным значением электродного потенциала).

• Катодные реакции

По способности разряжаться на катоде все металлы в зависимости от значений стандартных потенциалов подразделяются на три группы (согласованные с электрохимическим рядом напряжений).

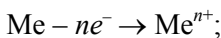
<i>Катодные реакции</i>														
Li K Ba Ca Na Mg Be Al					Zn Fe Cd Ni Sn Pb					Cu Hg Ag Pt Au				
I группа					II группа					III группа				
$E_{\text{Me}^{n+} \text{Me}}^0 \leq E_{\text{Al}^{3+} \text{Al}}^0$					$E_{\text{Al}^{3+} \text{Al}}^0 < E_{\text{Me}^{n+} \text{Me}}^0 < E_{\text{H}^+ \text{H}_2}^0$					$E_{\text{Me}^{n+} \text{Me}}^0 > E_{\text{H}^+ \text{H}_2}^0$				
а) нейтральная и щелочная среда: $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$					Параллельные процессы: $\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}$ $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow$					$\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}$				
б) кислая среда: $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow$														

• **Анодные процессы** зависят от природы материала анода и состава электролита.

Все восстановители в зависимости от значений стандартных электродных потенциалов подразделяют на две группы:

1) восстановители, у которых стандартный потенциал меньше потенциала кислородного электрода при данном значении pH:

$E_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0 < 1,229 - 0,059 \text{ pH}$. Анод, изготовленный из металла, будет активным (растворимым), с протекающей на нем реакцией:

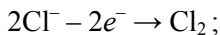


2) восстановители, у которых стандартный потенциал превышает потенциал кислородного электрода: $E_{\text{O}_2, \text{H}^+|\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,229 \text{ В}$.

В этом случае анод не будет растворяться (инертный или нерастворимый анод). К нерастворимым анодам относятся золото Au, платина Pt (и другие элементы семейства Pt), диоксид свинца PbO₂, графит «С».

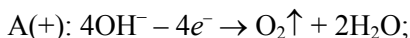
На таких инертных электродах анодные процессы зависят от состава электролита:

– если в растворе присутствуют анионы бескислородной кислоты, такие как S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , то эти анионы окисляются до простых веществ, например:

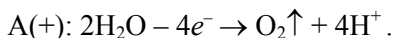


– если в растворе находятся анионы кислородсодержащих кислот (CO_3^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) и F^- , имеющие значение $E^0 > 1,5$ В, то анодному окислению будут подвергаться молекулы H_2O (в кислых и нейтральных растворах) или OH^- -ионы (в щелочных растворах);

– окисление OH^- ионов в щелочных растворах:



– молекул воды в кислых и нейтральных растворах:



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ И ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы. Изучить устройство и процессы, протекающие в работающем гальваническом элементе; изучить сущность процесса электролиза и влияние на процесс состава электролита и материала электрода.

Опыт 1. Гальванический элемент Якоби–Даниэля

Соберите установку, изображенную на рис. 3, в следующей последовательности.

1. В один химический стакан 4 налейте $\frac{1}{2}$ его объема 1М раствора $ZnSO_4$, в другой стакан 5 – 1М раствор $CuSO_4$.

2. В раствор $CuSO_4$ опустите медную пластинку 1, в раствор $ZnSO_4$ – цинковую 2.

Если металлические пластинки (электроды) в результате окисления покрылись слоями оксидов, их поверхность очистите с помощью наждачной бумаги или протрите фильтровальной бумагой.

3. Соедините электроды электролитическим ключом 3.

Затем измерьте равновесное напряжение элемента ($E_{\text{эксп}}$) с помощью вольтметра (милливольтметра) 6.

Включите в цепь на 5 мин вместо вольтметра сопротивление. Затем отключите сопротивление и снова измерьте напряжение.

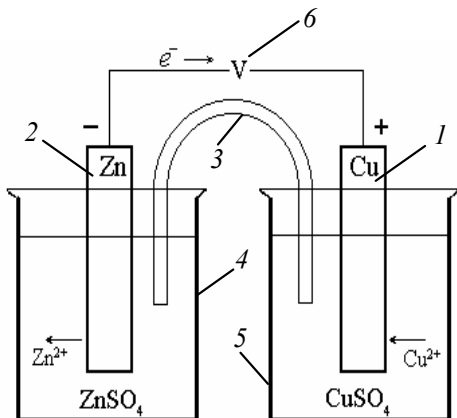


Рис. 3. Схема гальванического элемента Якоби-Даниэля:

1 – медный электрод; 2 – цинковый электрод; 3 – электролитический ключ; 4 – стакан с 1M раствором сульфата цинка; 5 – стакан с 1M раствором сульфата меди; 6 – вольтметр

В отчете:

- 1) сделайте рисунок гальванического элемента (ГЭ);
- 2) запишите электрохимическую схему ГЭ;
- 3) запишите уравнения реакций на электродах и суммарное уравнение реакции, определяющее работу ГЭ;
- 4) вычислите равновесное напряжение ГЭ (E^0) и сравните его значение с экспериментальным значением $E_{\text{эксп}}$;
- 5) изменилось ли напряжение ГЭ после включения и отключения сопротивления? Почему?
- 6) рассчитайте энергию Гиббса и константу равновесия суммарной реакции, определяющей работу ГЭ, по формулам

$$\Delta_r G = -nFE_{\text{эксп}}, \quad K = e^{-\frac{\Delta_r G}{RT}}.$$

- 7) сделайте вывод о направлении протекания реакции в ГЭ.

Опыт 2. Зависимость ЭДС гальванического элемента от активности ионов металла в растворе

В данном опыте предлагается изучить зависимость ЭДС гальванического элемента Якоби-Даниэля от активности ионов цинка в анод-

ном пространстве при постоянной активности ионов меди в катодном пространстве.

Согласно уравнению Нернста

$$E_{\Gamma\Xi} = E_{\Gamma\Xi}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Zn}^{2+}}}$$

зависимость $E_{\Gamma\Xi} = f(\lg a_{\text{Zn}^{2+}})$ должна быть линейной.

Выполнение опыта

1. В три химических стакана налейте по $\frac{1}{2}$ объема $0,1M$, $0,01M$ и $0,001M$ растворов сульфата цинка ZnSO_4 , в другой стакан налейте $\frac{1}{2}$ его объема $1M$ раствора сульфата меди CuSO_4 .

2. Опустите в $0,001M$ раствор ZnSO_4 цинковую пластину, в $1M$ раствор CuSO_4 – медную.

3. Соедините полуэлементы солевым мостиком (электролитическим ключом) и измерьте напряжение (ЭДС) гальванического элемента с помощью высокоомного милливольтметра.

4. Без отключения милливольтметра перенесите цинковую пластину и колено солевого мостика, находившиеся в $0,001M$ растворе ZnSO_4 , в раствор сульфата цинка с концентрацией $0,01M$ и измерьте ЭДС гальванического элемента.

5. Повторите п. 4, перенеся колено солевого мостика и цинковую пластину в $0,1M$ раствор ZnSO_4 .

6. Отключите милливольтметр, выньте солевой мостик из стаканов и поместите его в раствор нитрата калия.

7. Вымойте стаканы и металлические пластины, последние протрите фильтровальной бумагой.

В отчете:

1) исходные данные, результаты измерений и расчетов занесите в табл. 6;

2) рассчитайте теоретическое значение $E_{\text{теор}}$ гальванического элемента, приняв, что активности a ионов Cu^{2+} и Zn^{2+} равны молярной концентрации электролитов;

3) постройте графическую зависимость ЭДС гальванического элемента от десятичного логарифма активности цинка;

4) сделайте вывод о соответствии полученной экспериментальной зависимости уравнению Нернста.

Таблица 6

Исходные данные				Результаты измерений	Результаты расчетов		
c , моль/л		$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$, В		$E_{\text{эксп}}$, В	Активность иона a , моль/л		$E_{\text{теор}}$, В
CuSO ₄	ZnSO ₄	Cu ²⁺ /Cu	Zn ²⁺ /Zn		Cu ²⁺	Zn ²⁺	
1	0,001						
	0,01						
	0,1						

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия с угольными электродами

Выполнение опыта

1. В электролизную ячейку (U-образная трубка) налейте 0,5М раствора сульфата натрия Na₂SO₄, заполнив на $\frac{2}{3}$ объем трубки.

2. В катодное пространство (правое колено) внесите 3–4 капли индикатора фенолфталеина, а в анодное пространство (левое колено) – 3–4 капли метилового оранжевого.

3. Вставьте в оба колена трубки угольные электроды.

4. Соедините электроды с источником постоянного тока (12 В) – крепеж, маркированный минусом, соедините с электродом в катодном пространстве, а плюсом – в анодном пространстве.

5. Включите ток и пропустите его в течение 2–3 минут.

6. Наблюдайте выделение пузырьков газа на электродах и изменение окраски индикаторов.

В отчете:

- 1) сделайте схематический рисунок электролизной ячейки;
- 2) запишите уравнение диссоциации соли и определите pH раствора до электролиза в анодном и катодном пространстве;
- 3) запишите уравнения электродных процессов, происходящих при электролизе;
- 4) укажите pH раствора в анодном и катодном пространстве после электролиза и объясните причину изменения окраски индикаторов;

5) в выводе приведите определение электролиза и, используя значения электродных потенциалов, поясните реакции, протекающие на электродах.

Опыт 4. Электролиз раствора хлорида меди с угольными электродами

Выполнение опыта

1. Налейте в U-образную трубку 0,5M раствора хлорида меди(II) CuCl_2 .
2. Вставьте в оба колена угольные электроды.
3. Соедините электроды с источником постоянного тока
4. Включите ток и пропустите его в течение 2–3 минут.
5. Выключите ток. Рассмотрите катод и убедитесь, что на нем выделилась медь. Отметьте окраску меди и запах газа, выделяющийся на аноде.
6. Опустите вновь электроды в трубку и пропустите ток в течение 1–2 минут (как в п. 3–4).
7. Выключите ток и замкните электроды с помощью проводников на вольтметр, измерьте напряжение ГЭ, образовавшегося в результате электролиза.

В отчете:

- 1) запишите уравнение диссоциации соли CuCl_2 ;
- 2) запишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе, и отметьте окраску меди и запах газа на аноде;
- 3) запишите схему образовавшегося в результате электролиза гальванического элемента, электродные реакции при его работе и рассчитайте теоретическое значение напряжения образовавшегося ГЭ;
- 4) используя значения электродных потенциалов, поясните реакции, протекающие на электродах;
- 5) сделайте вывод о направлении течения процессов в гальваническом элементе и электролизере.

9. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Коррозией называется самопроизвольное разрушение металлов вследствие их химического или электрохимического взаимодействия с окислительными компонентами окружающей среды.

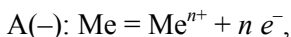
По механизму протекания коррозионного разрушения различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия наблюдается при взаимодействии металлов с газами (газовая коррозия) или с органическими жидкостями – неэлектролитами (жидкостная коррозия). Процессы окисления металла и восстановления окислителя протекают при непосредственном их соприкосновении. В результате химической коррозии металл покрывается слоем продуктов своего окисления, чаще всего пленкой оксида или гидроксида. Пленка считается защитной, если значение отношения объема продуктов коррозии к объему прокорродировавшего металла (коэффициент сплошности покрытия) равно 1,2...1,6.

Под электрохимической коррозией понимают разрушение металла в среде электролита (влажный воздух, влажная почва, раствор электролита). Окислители в электрохимической коррозии называют *деполяризаторами* (молекулы кислорода O_2 , воды H_2O и ионы водорода H^+).

В случае электрохимической коррозии на поверхности металла появляются анодные и катодные участки, возникает короткозамкнутый гальванический элемент.

На анодных участках протекает окисление (разрушение) металла



на катодных участках – восстановление окислителя коррозионной среды (электролита):

1) в насыщенных кислородом коррозионных средах:

а) при $pH \geq 7$



б) при $pH < 7$



2) в несодержащих растворенный кислород коррозионных средах:

а) при $\text{pH} \geq 7$



б) при $\text{pH} < 7$



Коррозию, сопровождающуюся восстановлением молекул кислорода, называют *коррозией с кислородной деполяризацией*, или коррозией с поглощением кислорода.

Коррозию, сопровождающуюся восстановлением молекул воды и ионов водорода, называют *коррозией с водородной деполяризацией*, или коррозией с выделением водорода.

С учетом характера металла, условий его эксплуатации и экономических показателей применяют самые разнообразные способы защиты от коррозии. Основные из них:

- 1) защитные покрытия (металлические – анодное и катодное покрытия, неметаллические и др.);
- 2) электронная защита (протекторная защита и электрозащита);
- 3) антикоррозийное легирование металла;
- 4) дезактивирующая обработка среды, снижающая ее агрессивность.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

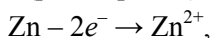
Цель работы. Изучение процессов электрохимической коррозии и основных методов защиты от нее.

Опыт 1. Контактная коррозия

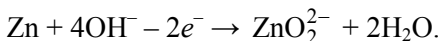
Известно, что чистые металлы слабо подвергаются коррозии. Если же к кусочку цинка, опущенному в кислоту или щелочь, прикоснуться медной проволочкой, то скорость процесса коррозии возрастает и будет наблюдаться активное выделение водорода. При контакте цинка с медью возникает коррозионный гальванический элемент (КГЭ), в ко-

тором медь является катодным участком ($E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$), а цинк – анодным (в кислой среде $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$, в щелочной среде $E_{\text{ZnO}_2^{2-}/\text{Zn}}^0 = -1,22 \text{ В}$).

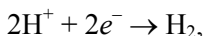
На аноде идет окисление (растворение) цинка



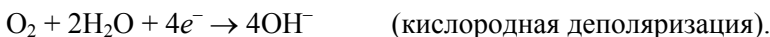
причем в щелочной среде происходит следующая реакция:



На катоде в кислой среде восстанавливаются ионы водорода



а в щелочной среде возможны две реакции:



Первая реакция протекает, если потенциал анода меньше $-0,83 \text{ В}$, вторая – если потенциал больше $-0,83 \text{ В}$.

Выполнение опыта

1. Налейте в пробирку 0,5 мл 0,01М раствора соляной кислоты HCl и опустите гранулу цинка.

2. Внесите в пробирку с кислотой медную проволочку, не дотрагиваясь до цинка. Наблюдается ли выделение водорода на меди?

3. Погрузите проволочку так, чтобы она контактировала с цинком. Что наблюдаете?

4. Аналогичным образом проведите опыт в пробирке с раствором щелочи (0,01М NaOH) (по указанию преподавателя).

В отчете:

1) запишите уравнения реакций взаимодействия цинка с соляной кислотой и гидроксидом натрия в молекулярном и ионно-молекулярном видах;

2) запишите схему КГЭ в кислой и щелочной средах;

3) запишите уравнения, протекающие при контакте цинка и меди в различных средах;

4) сделайте вывод: при контакте двух металлов какой из них подвергается коррозии, учитывая их стандартные электродные потенциалы.

Опыт 2. Коррозия стальной пластинки при неравномерной аэрации

2.1. *Обнаружение иона Fe^{2+}* . В пробирке в небольшом количестве воды растворите кристаллы $FeSO_4$, прибавьте 1–2 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение образования осадка турбулевой сини $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

2.2. Коррозия под каплей воды

1. В пробирку внесите 1–2 мл 3 %-го раствора $NaCl$, добавьте 1–2 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и 3–4 капли фенолфталеина. Перемешайте полученный раствор встряхиванием или с помощью стеклянной палочки.

2. Очистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте и осушите фильтровальной бумагой.

3. На чистую поверхность стальной пластинки с помощью пипетки нанесите каплю полученного раствора. Наблюдайте появление синего окрашивания в центре капли и малинового по ее окружности.

В отчете:

- 1) запишите схему коррозионного гальванического элемента;
- 2) запишите уравнения процессов, протекающих на катодном и анодном участках;
- 3) запишите суммарное уравнение коррозионного процесса;
- 4) объясните появление разной окраски в центре и по краям капли.

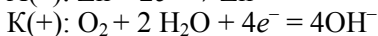
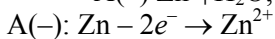
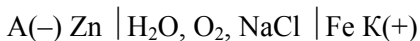
Опыт 3. Анодные и катодные покрытия

При нарушении металлического покрытия в токопроводящей среде образуются гальванопары, в которых покрытие может выполнять роль анода и катода. Поэтому различают анодные и катодные покрытия. Если потенциал металла покрытия меньше потенциала основного (корродируемого) металла, то покрытие будет анодным. Если потенциал основного металла меньше потенциала металла покрытия, то покрытие будет катодным.

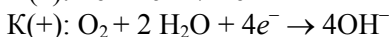
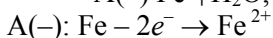
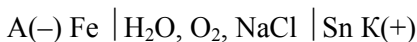
При нарушении анодного покрытия окисляется металл покрытия.

Примером анодного покрытия может служить оцинкованное железо, при повреждении которого корродирует Zn .

В нейтральной среде



Примером катодного покрытия может служить луженое железо (железо, покрытое оловом). Если покрытие нарушено, то разрушается основной металл – железо.



Выполнение опыта

1. В пробирку внесите 1–2 мл 3 %-го раствора NaCl, добавьте 1–2 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 3–4 капли фенолфталеина.
2. Разделите раствор на две пробирки.
3. В одну пробирку поместите образец оцинкованного железа, а в другую – луженого с предварительно сделанными на их поверхности глубокими царапинами.
4. Через 5 мин отметьте изменение цвета раствора в пробирках.
5. Вылейте растворы из пробирок – полоски оцинкованного и луженого железа промойте под краном воды и просушите фильтровальной бумагой.

В отчете:

- 1) запишите схемы КГЭ в нейтральной среде;
- 2) запишите электродные процессы; отметьте, в каком случае корродирует железо и как вы это обнаружили;
- 3) сделайте вывод, какое покрытие, анодное или катодное, более эффективно для защиты от коррозии.

Опыт 4. Электронная защита

Анодное окисление металла можно приостановить, если искусственно создать поток электронов в направлении, обратном коррозии.

онному току. Тогда электроны, получаемые защищаемым металлом извне, смещают равновесие реакции



справа налево, что создает препятствие к переходу катионов металла в раствор (его разрушению). Этот способ называется электронной защитой металла от коррозии. Существуют следующие разновидности электронной защиты: *протекторная защита* и *электрозащита*.

4.1. *Электрозащита*. Сущность электрозащиты заключается в том, что защищаемое сооружение присоединяют к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока. В искусственно созданной электролизной ячейке защищаемое сооружение – катод. В качестве анода применяются железные или графитовые электроды.

Выполнение опыта

1. Налейте в химический стакан (½ объема) 3 %-го раствора NaCl (Na_2SO_4), добавьте 3–5 капель раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 3–5 капель фенолфталеина.

2. Соберите устройство для электролиза. В качестве катода примените стальной образец, подключив его к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока. В качестве анода используйте графитовый стержень, подключив его к положительному полюсу.

3. Включите ток на 2 мин. Что наблюдаете?

4. Выключите ток. Что наблюдаете через 5 мин?

В отчете:

1) запишите уравнения электролиза раствора хлорида натрия (или сульфата натрия) с нерастворимым анодом;

2) запишите схему коррозионного гальванического элемента;

3) запишите уравнения анодного и катодного процессов и реакции, протекающие в растворе;

4) в выводе оцените надежность данного метода защиты металлов от коррозии и сформулируйте сущность электрозащиты.

4.2. *Протекторная защита*. К защищаемой металлической конструкции присоединяется протектор – металл или сплав, имеющий меньший электродный потенциал по сравнению с потенциалом металла

защищаемой конструкции. В образовавшейся гальванопаре протектор служит анодом, который в процессе защиты постепенно разрушается.

Выполнение опыта

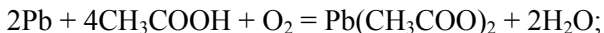
1. В две пробирки налейте (по $\frac{1}{2}$ объема) разбавленной уксусной кислоты и добавьте в каждую 2–3 капли раствора иодида калия (KI).

2. В одну пробирку поместите металлические цинк и свинец, соединенные контактно друг с другом, в другую для сравнения поместите только свинец.

3. Отметьте, в какой из пробирок быстрее появляется желтое окрашивание (осадок иодида свинца(II)).

В отчете:

1) запишите уравнение реакции растворения свинца в уксусной кислоте



2) запишите качественную реакцию определения ионов Pb^{2+} в растворе в ионно-молекулярной и молекулярной формах



3) запишите схему КГЭ пары Zn–Pb, электродные процессы, протекающие в кислой среде;

4) сформулируйте суть протекторной защиты.

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ

Порядок подготовки к выполнению лабораторной работы

1. Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить теоретический материал темы лабораторной работы, используя учебники [1, 2], методические указания [3–5] и конспект лекций.

2. Перед выполнением лабораторных работ необходимо на вводном лабораторном занятии познакомиться с общими правилами работы и техникой безопасности при выполнении лабораторных работ в химической лаборатории.

3. На занятии вначале прослушать объяснение (вводный инструктаж) преподавателя, затем внимательно прочитать описание предстоящей лабораторной работы, убедиться в наличии необходимых химических реактивов и оборудования и только по указанию преподавателя приступить к выполнению опытов.

4. Все эксперименты, за исключением демонстрационных опытов, выполняются студентом в микрогруппе (2–3 студента) за одним химическим столом.

5. При работе в лаборатории необходимо соблюдать установленные правила по технике безопасности и работы в химической лаборатории.

Во время работы в лаборатории студенты обязаны соблюдать следующие правила

1. В лаборатории студенту запрещается работать в верхней одежде.

2. Студенту в лаборатории отводится постоянное место, которое он обязан поддерживать в чистоте и порядке.

3. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу, пить воду и пробовать химические вещества на вкус.

4. Приготовленные для работы приборы, посуду и реактивы с одного стола на другой нельзя переносить и переставлять без разрешения преподавателя, а также нельзя уносить на свои рабочие места реактивы общего пользования, находящиеся в вытяжном шкафу или на специальном столе.

5. В лаборатории следует соблюдать тишину и не заниматься посторонними делами.

6. Категорически воспрещается проводить работы и опыты, не предусмотренные руководством и не относящиеся к данному занятию.

7. По окончании работы необходимо привести в порядок рабочее место (вымыть пробирки и посуду, составить склянки с реактивами на полку, вытереть стол, собрать бумажки) и после этого, с разрешения преподавателя, можно уйти из лаборатории.

Техника безопасности и меры предосторожности при работе в химической лаборатории

1. При всех работах соблюдайте максимальную осторожность и аккуратность.

2. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами на книги и тетради.

3. Пользуясь спиртовкой, соблюдайте следующие правила:

а) зажигайте спиртовку только спичкой или лучинкой. Не наклоняйте спиртовку и не зажигайте ее от другой горящей спиртовки;

б) не переносите горящую спиртовку с места на место;

в) гасите спиртовку, закрывая пламя колпачком.

4. При нагревании жидкости в пробирке держите ее отверстием в сторону от себя и соседей, находящихся рядом.

5. Нагревать содержимое пробирки следует равномерно, вращая ее над пламенем или над электроплиткой, начиная прогрев с верхнего уровня жидкости.

6. Не приближайте лицо к сосуду, в котором нагревается жидкость, так как при кипении может произойти разбрызгивание и жидкость попадет на лицо и/или в глаза.

7. Все опыты с концентрированными и неприятно пахнущими веществами проводите в вытяжном шкафу («под тягой»).

8. При работе постоянно следите за тем, чтобы реактивы (особенно кислоты и щелочи) не попадали на лицо, руки и одежду во избежание ожогов и порчи одежды. Наливая раствор, держите пробирку и склянку с ним на некотором расстоянии от себя.

9. При распознавании выделяющегося газа по запаху можно нюхать его только на расстоянии, направляя струю газа движением ладони от сосуда к себе.

10. Для проведения опыта не следует брать большое количество реактивов – это будет затруднять опыт. Соблюдайте правила, указанные в инструкции.

11. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпателем или специальной ложечкой.

12. При наливании раствора из склянки нужно держать ее этикеткой вверх во избежание загрязнения надписи на этикетке.

13. Нельзя набирать одной пипеткой различные растворы.

14. После взятия раствора из склянки ее следует сразу закрыть пробкой. Нельзя путать пробки от склянок с различными реактивами.

15. Неизрасходованные реактивы ни в коем случае нельзя высыпать или выливать обратно в склянки, их надо сдавать лаборанту.

16. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, необходимо осторожно приливать кислоту в воду.

17. Нельзя бросать в раковину оставшиеся после опытов кусочки металлов и другие твердые тела и предметы, а следует собирать их в специальную склянку.

18. При включении электрических приборов соединительный шнур сначала присоединяется к прибору, а затем уже включается в общую сеть. Выключение прибора производится в обратном порядке.

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При ожоге кислотами необходимо промокнуть фильтровальной бумагой или полотенцем обожженное место и промыть 2 %-м раствором соды (NaHCO_3), затем перевязать бинтом.

2. При ожогах щелочью смыть обожженное место вначале теплой водой, затем 2 %-м раствором уксусной или борной кислоты, смазать борным вазелином или 5 %-м раствором перманганата калия и перевязать бинтом.

3. При термическом (тепловом) ожоге необходимо смочить обожженное место раствором перманганата калия или раствором соды и перевязать бинтом.

4. При ранении стеклом необходимо удалить кровь с пореза ватой, смоченной спиртом или раствором перманганата калия, смазать рану йодом и перевязать бинтом.

Оформление отчета лабораторной работы

Отчеты по лабораторной работе студент оформляет индивидуально на отдельных листах или в тетради (по указанию преподавателя).

Запись должна быть аккуратной, разборчивой и содержать следующие сведения:

- фамилию и имя студента, факультет, номер группы;
- дату выполнения работы и ее название;

- цель работы;
- перечень необходимых реактивов, посуды, вспомогательных материалов, измерительных приборов (по указанию преподавателя);
- номер и название опыта;
- краткое, но ясное описание опыта (по указанию преподавателя);
- уравнения всех происходящих в опыте реакций (с коэффициентами);
- наблюдения;
- таблицу с экспериментальными данными (с указанием единиц измерения), рисунки, схемы и графики с обозначениями;
- формулы для расчетов в общем виде и расчеты параметров (с указанием единиц измерения);
- выводы.

Работа заканчивается представлением преподавателю отчета лабораторной работы.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Коровин Н.В.* Общая химия. – М.: Высшая школа, 2011. – 488 с.
2. *Гуров А.А., Бадаев Ф.З., Овчаренко Л.П., Шаповал В.Н.* Химия: учебник. – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2008. – 777 с.
3. *Шевницына Л.В., Апарнев А.И., Казакова А.А.* Практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие. – Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2012. – Ч. 1. – 76 с.
4. *Практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие для вузов по химико-технологическим направлениям и специальностям / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Е.М. Князева.* – М.: Высшая школа, 2008. – 213 с.
5. *Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. Б.Д. Степина.* – М.: Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2003. – 336 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица П1

Плотности водных растворов некоторых солей при 20 °С (г/мл)

NaCl		Na ₂ SO ₄		KCl		MgCl ₂		MgSO ₄	
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,005	1	1,008	1	1,005	2	1,051	2	1,018
2	1,012	2	1,016	2	1,011	8	1,065	4	1,039
4	1,027	4	1,035	4	1,024	14	1,119	6	1,060
6	1,041	6	1,053	6	1,037	20	1,175	8	1,081
8	1,056	8	1,072	8	1,050	26	1,235	10	1,103
10	1,071	10	1,091	10	1,063	32	1,297	12	1,125
12	1,086	12	1,111	12	1,077			14	1,148
14	1,101	14	1,131	14	1,090			16	1,171
16	1,116	16	1,151	16	1,104			18	1,195
18	1,132			18	1,118			20	1,219
20	1,148			20	1,132			22	1,245
22	1,164			22	1,147			24	1,270
24	1,180			24	1,162			26	1,296

NH ₄ Cl		MnSO ₄		Na ₂ CO ₃		(NH ₄) ₂ SO ₄		CaCl ₂	
ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
1	1,001	1	1,009	0,2	1,000	1	1,004	1	1,007
2	1,04	2	1,019	2,1	1,020	2	1,010	2	1,015
4	1,011	4	1,038	4,03	1,040	4	1,022	4	1,031
6	1,017	6	1,059	5,95	1,060	6	1,034	6	1,049
8	1,023	8	1,081	7,85	1,080	8	1,046	8	1,066
10	1,029	10	1,102	9,75	1,100	10	1,057	10	1,083
12	1,034	12	1,125	11,6	1,120	12	1,069	12	1,102
14	1,040	14	1,148	13,4	1,140	14	1,081	14	1,120
16	1,046	16	1,171	15,2	1,160	16	1,092	16	1,139
18	1,051	18	1,196	16,8	1,180	18	1,104	18	1,158
20	1,057	20	1,220	17,7	1,190	20	1,115	20	1,177
22	1,062	22	1,246			24	1,138	25	1,228
26	1,072	24	1,272			28	1,161	28	1,260

Значения констант диссоциации некоторых кислот и оснований

Кислота					
Название и формула	K_d		Название и формула	K_d	
Азотистая HNO₂		$5,13 \cdot 10^{-4}$	Сероводородная H₂S	K_1 K_2	$6 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-13}$
Алюминиевая-мета HAIO₂		$6 \cdot 10^{-13}$	Сернистая H₂SO₃	K_1 K_2	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$
Борная H₃BO₃	K_1 K_2 K_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$ $1,6 \cdot 10^{-14}$	Теллуристая H₂TeO₃	K_1 K_2	$2,7 \cdot 10^{-3}$ $1,8 \cdot 10^{-8}$
Бромноватистая HOBr		$2,5 \cdot 10^{-9}$	Теллуrowодородная H₂Te	K_1 K_2	$2,3 \cdot 10^{-3}$ 10^{-11}
Ванадиевая H₃VO₄	K_2 K_3	$1,1 \cdot 10^{-9}$ $4 \cdot 10^{-15}$	Теллуrowая H₂TeO₄	K_1 K_2	$2,5 \cdot 10^{-9}$ $4,1 \cdot 10^{-11}$
Водорода пероксид H₂O₂	K_1	$2 \cdot 10^{-12}$	Угольная H₂CO₃	K_1 K_2	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$
Германиевая-мета H₂GeO₃	K_1 K_2	$1,7 \cdot 10^{-9}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	Уксусная CH₃COOH		$1,8 \cdot 10^{-5}$
Иодноватистая HOI		$2,3 \cdot 10^{-11}$	Фосфористая H₃PO₃	K_1 K_2	$1,6 \cdot 10^{-2}$ $2 \cdot 10^{-7}$
Кремниевая-мета H₂SiO₃	K_1 K_2	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$	Фосфорная H₃PO₄	K_1 K_2 K_3	$7,1 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $4,2 \cdot 10^{-13}$
Марганцовистая H₂MnO₄	K_1 K_2	10^{-1} $7,1 \cdot 10^{-11}$	Фтороводородная HF		$6,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая H₃AsO₄	K_1 K_2 K_3	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $1,7 \cdot 10^{-7}$ $3 \cdot 10^{-12}$	Хлорноватистая HCIO		$5 \cdot 10^{-8}$
Муравьиная HCOOH		$1,8 \cdot 10^{-4}$	Хромовая H₂CrO₄	K_1 K_2	$1,1 \cdot 10^{-1}$ $3,2 \cdot 10^{-7}$
Селенистая H₂SeO₃	K_1 K_2	$2,4 \cdot 10^{-3}$ $4,8 \cdot 10^{-9}$	Циановодородная (синильная) HCN		$6,2 \cdot 10^{-10}$
Селеноводородная H₂Se	K_1 K_2	$1,3 \cdot 10^{-4}$ 10^{-11}	Щавелевая H₂C₂O₄	K_1 K_2	$5,6 \cdot 10^{-2}$ $5,4 \cdot 10^{-5}$

Основание			
Название и формула	K_d	Название и формула	K_d
Алюминия гидроксид Al(OH)₃	K_1 $7,4 \cdot 10^{-9}$ K_2 $2,1 \cdot 10^{-9}$ K_3 $1,1 \cdot 10^{-9}$	Марганца(II) гидроксид Mn(OH)₂	K_2 $3,9 \cdot 10^{-4}$
Аммония гидроксид NH₄OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Меди(II) гидроксид Cu(OH)₂	K_2 $3,4 \cdot 10^{-7}$
Бария гидроксид Ba(OH)₂	K_2 $2,3 \cdot 10^{-1}$	Никеля(II) гидроксид Ni(OH)₂	K_2 $2,5 \cdot 10^{-5}$
Железа(II) гидроксид Fe(OH)₂	K_1 $1,2 \cdot 10^{-2}$ K_2 $1,3 \cdot 10^{-4}$	Олова(II) гидроксид Sn(OH)₂	K_2 10^{-12}
Железа(III) гидроксид Fe(OH)₃	K_2 $1,82 \cdot 10^{-11}$ K_3 $1,35 \cdot 10^{-12}$	Ртут(II) гидроксид Hg(OH)₂	K_1 $4 \cdot 10^{-12}$ K_2 $5 \cdot 10^{-11}$
Кадмия гидроксид Cd(OH)₂	K_1 $8,1 \cdot 10^{-4}$ K_2 $4,2 \cdot 10^{-7}$	Свинца(II) гидроксид Pb(OH)₂	K_1 $5 \cdot 10^{-4}$ K_2 $1,4 \cdot 10^{-8}$
Кобальта(II) гидроксид Co(OH)₂	K_1 $7,9 \cdot 10^{-5}$ K_2 $8,9 \cdot 10^{-6}$	Хрома(II) гидроксид Cr(OH)₂	K_2 $4 \cdot 10^{-8}$
Кальция гидроксид Ca(OH)₂	K_2 $5,8 \cdot 10^{-2}$	Хрома(III) гидроксид Cr(OH)₃	K_3 $\sim 10^{-10}$
Магния гидроксид Mg(OH)₂	K_2 $2,63 \cdot 10^{-3}$	Цинка гидроксид Zn(OH)₂	K_1 $1,32 \cdot 10^{-5}$ K_2 $2,0 \cdot 10^{-9}$

**Стандартные электродные потенциалы
электродов E^0 при 298 К**

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Металлические электроды		
$\text{Li}^+ \text{Li}$	$\text{Li}^+ + e \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ \text{K}$	$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925
$\text{Cs}^+ \text{Cs}$	$\text{Cs}^+ + e \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,906
$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ \text{Na}$	$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
$\text{La}^{3+} \text{La}$	$\text{La}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{La}$	-2,522
$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363
$\text{Be}^{2+} \text{Be}$	$\text{Be}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,847
$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,662
$\text{Ti}^{2+} \text{Ti}$	$\text{Ti}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,628
$\text{Ti}^{3+} \text{Ti}$	$\text{Ti}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,21
$\text{V}^{2+} \text{V}$	$\text{V}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{V}$	-1,186
$\text{Mn}^{2+} \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,180
$\text{Cr}^{2+} \text{Cr}$	$\text{Cr}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
$\text{Ga}^{3+} \text{Ga}$	$\text{Ga}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Ga}$	-0,529
$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
$\text{In}^{3+} \text{In}$	$\text{In}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{In}$	-0,34
$\text{Tl}^+ \text{Tl}$	$\text{Tl}^+ + e \rightleftharpoons \text{Tl}$	-0,336
$\text{Co}^{2+} \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
$\text{Mo}^{3+} \text{Mo}$	$\text{Mo}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Mo}$	-0,2

Окончание табл. ПЗ

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{W}^{3+} \text{W}$	$\text{W}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{W}$	-0,05
$\text{Fe}^{3+} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,036
$\text{Sn}^{4+} \text{Sn}$	$\text{Sn}^{4+} + 4e \rightleftharpoons \text{Sn}$	+0,007
$\text{Ge}^{2+} \text{Ge}$	$\text{Ge}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ge}$	+0,01
$\text{Sb}^{3+} \text{Sb}$	$\text{Sb}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Sb}$	+0,2
$\text{Bi}^{3+} \text{Bi}$	$\text{Bi}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,215
$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,337
$\text{Cu}^+ \text{Cu}$	$\text{Cu}^+ + e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,521
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,8
$\text{Os}^{2+} \text{Os}$	$\text{Os}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Os}$	+0,85
$\text{Hg}^{2+} \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,854
$\text{Pd}^{2+} \text{Pd}$	$\text{Pd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pd}$	+0,987
$\text{Pt}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,200
$\text{Au}^{3+} \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,498
$\text{Au}^+ \text{Au}$	$\text{Au}^+ + e \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,691
Газовые электроды		
$\text{Pt} \text{H}_2 \text{H}^+$	$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
$\text{Pt} \text{H}_2 \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$\text{Pt} \text{Cl}_2 \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Pt} \text{F}_2 \text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{Pt} \text{O}_2 \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	+0,401
$\text{Pt} \text{O}_2 \text{H}^+, \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
Электроды второго рода		
$\text{Ag} \text{AgCl}, \text{Cl}^-$	$\text{AgCl} + e \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,222
$\text{Hg} \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Cl}^-$	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,268

Растворимость веществ в воде

Ионы	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Al ³⁺	In ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Sb ³⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Н	Н	--	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	
F ⁻	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	Р	Г	М	М	Р	М	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Г	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	
ClO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	И	Р	Р	
ClO ₄ ⁻	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	
BrO ₃ ⁻	Р	Р	Р		Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р		Р	Р								Р	Р	Р	М	
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Д	Р	Р	Д	Н	Д
IO ₃ ⁻	Р	Р	Р		Р	Н	Н	М	М	Р		М															
S ²⁻	Р	Р	Р	Г	М	М	Р	Р	Н	Н	Н	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Г	Н	Н	Н	Д	Н	Н	Н	Н	
S ₂ O ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М		
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	М	М	М	Н	Г		Г	Н		Н	Г	Н	М	Д	Н	Н	Н		Р	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Г	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Г		Г	Р	Г	Г	Г	Г	Р	Р	Г	Р	Р	М	Г	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO ₄ ³⁻	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	М	
CO ₃ ²⁻	М	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Г	Г	Г	Н	Г	Н	Г	Н	Н	Н	Г	Н	Н	Н	Г	
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	--	Р	Р	Р	Р	Р	Р	--	--	--	--	Р	--	--	--	--	Р	Р	--	Р	Р		--	

Ионы	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Al ³⁺	In ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Sb ³⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺
BO ₂	М	Р	Р	Н	М	М	Р	Н	Н	Р			Н	Н	Н	Н	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	М	--
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Г	Н	Г	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
AsO ₃ ³⁻	Р	Р	Р		Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н		Н	Н	Г	Н	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
AsO ₄ ³⁻	Н	Р	Р	Н	Н	М	М	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SeO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М		М	М	Р	Р			Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р
MnO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Р	Р			Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Н	М	М	М	М					Н	Н	Н		Н			Н	М	Н	Г
C ₂ O ₄ ²⁻	Р	Р	Р		М	Н	Н	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н		Н	М	М	М	Н	Н	Н	Н	Н
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р			Р	Г	Г	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Г
CN ⁻	Р	Р	Р	Г	Г	Р	Р	М	Н	Н	Р	--	Г	Н	Г	М	Г	Г	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
SCN ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Г	Г	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н
[Fe(CN) ₆] ³⁻	Р	Р	Р		М	Р	Р	Р	Н		Н	Г	Г		Н	М		Н	Г	Н	Н		Н	Н	Н	Н	
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	Р	Р	Р		Р	Р	Р	М	Н	Н	Д	Г	Г		Н	Н		Н	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	

Р – вещество растворимо в воде (> 1 г/100 г раствора); М – вещество малорастворимо в воде (0,01 ... 1 г/100 г раствора); Н – вещество не растворимо в воде (< 0,01 г/100 г раствора); Г – вещество необратимо гидролизует; Д – вещество диспропорционирует при контакте с водой; -- -- вещество не существует.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
1. Химический эквивалент	4
<i>Лабораторная работа. Определение молярной массы химического эквивалента металла</i>	7
2. Окислительно-восстановительные процессы	9
<i>Лабораторная работа. Окислительно-восстановительные реакции</i>	12
3. Термодинамика химических процессов	15
<i>Лабораторная работа. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и расчет энергии Гиббса реакции</i>	17
4. Кинетика химических реакций	21
<i>Лабораторная работа. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Химическое равновесие, катализ</i>	24
5. Способы выражения концентрации растворов	30
<i>Лабораторная работа. Приготовление растворов заданной концентрации</i>	32
6. Растворы электролитов	35
<i>Лабораторная работа. Электролитическая диссоциация. Гидролиз. Условия выпадения и растворения осадков</i>	41
7. Комплексные соединения	44
<i>Лабораторная работа. Получение и свойства комплексных соединений</i>	48
8. Электрохимические системы	50
<i>Лабораторная работа. Гальванический элемент. Электролиз</i>	56
9. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии	61
<i>Лабораторная работа. Электрохимическая коррозия и методы защиты металлов от коррозии</i>	62
Общие правила работы в химических лабораториях	68
Библиографический список	72
Приложения	73