

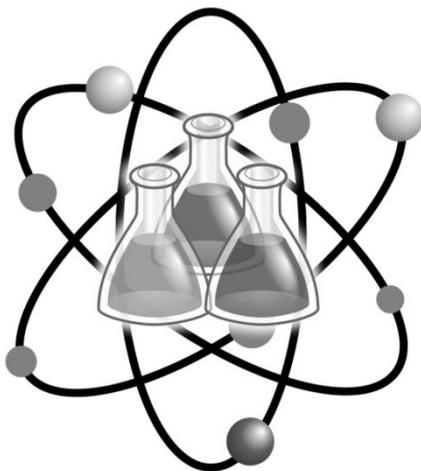
7922

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

РЯЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ РАДИОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. В.Ф. УТКИНА

ХИМИЯ

Методические указания
к лабораторным работам



Рязань 2024

УДК 665

Химия: методические указания к лабораторным работам/ Рязан. гос. радиотехн. ун-т; сост.: Л.И. Лобанова, А.Р. Семенов, К.А. Ветшев, А.Д. Рубцова. Рязань, 2024. 32 с.

Составлены в соответствии с рабочим учебным планом по дисциплине «Химия» и содержат материал для выполнения лабораторных работ.

Предназначены для подготовки бакалавров всех форм обучения по направлениям 11.03.04, 11.03.03, 12.03.01, 13.03.02, 15.03.04, 15.03.06, 18.03.01.

Табл.7. Ил.2. Библиогр.: 3 назв.

Химические вещества, молекулы, оксиды, гидроксиды, кислоты, соли, кислые соли, основные соли, комплексные соединения, скорость химической реакции, равновесие химических систем, электролитическая диссоциация, константа диссоциации, гидролиз, реакция среды, окислитель, восстановитель, степень окисления, коррозия

Печатается по решению редакционно-издательского совета Рязанского государственного радиотехнического университета.

Рецензент: кафедра химической технологии Рязанского государственного радиотехнического университета (зав. кафедрой канд. техн. наук, доц. В.В. Коваленко)

Химия

Составители: Л о б а н о в а Лариса Ивановна
С е м е н о в Андрей Романович
В е т ш е в Кирилл Алексеевич
Р у б ц о в а Анастасия Дмитриевна

Редактор М.Е. Цветкова
Корректор В.В. Черникова

Подписано в печать 20.04.24. Формат бумаги 60x84 1/16.

Бумага писчая. Печать трафаретная. Усл. печ. л. 2,0.

Тираж 75 экз. Заказ

Рязанский государственный радиотехнический университет.

390005, Рязань, ул. Гагарина, 59/1.

Редакционно-издательский центр РГРТУ.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И СВОЙСТВА ИХ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ

1.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить классы неорганических соединений, некоторые методы их получения и химические свойства; научиться составлять уравнения реакций.

1.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Все неорганические соединения можно подразделить на несколько основных классов (рис. 1).



Рис. 1. Номенклатура неорганических соединений

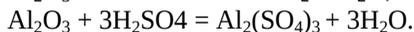
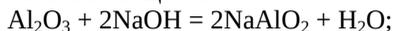
Оксиды – это соединения с кислородом. По проявляемым свойствам разделяются на кислотные, основные и амфотерные. Кислотный оксид может взаимодействовать только с основным.

$\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ – оксид углерода (IV), или углекислый газ, проявляет кислотные свойства, а оксид кальция – основные; в результате их взаимодействия образуется средняя соль – карбонат кальция.

$\text{SO}_3 + \text{CO}_2 \neq$ реакция между оксидом серы (VI) и оксидом углерода (IV) протекать не будет, так как оба соединения проявляют кислотные свойства. Аналогично, к примеру, не будет протекать реакция между SO_3 и HCl .

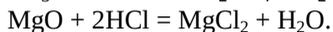
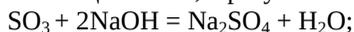
$\text{NaOH} + \text{Li}_2\text{O} \neq$ реакция не протекает по описанной выше схеме, так как и гидроксид натрия, и оксид лития проявляют основные свойства.

Амфотерный оксид может взаимодействовать как с кислотным, так и с основным веществом.



Среди элементов, проявляющих амфотерность, – алюминий, цинк, бериллий, хром и т.д.

Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды. Если оксид относится к первой группе, то он вступает в химические реакции с кислотами и щелочами, в результате чего образуются соль и вода.



Гидроксиды – это соединения с гидроксогруппой OH . Могут проявлять основные и амфотерные свойства. Разделяются на щелочи (растворимые в воде гидроксиды, например NaOH) и основания [не растворимые в воде гидроксиды, например $\text{Cu}(\text{OH})_2$].

Кислоты – это соединения с водородом и кислотным остатком. По наличию или отсутствию кислорода в формуле соединения различают кислородосодержащие (например, серная кислота - H_2SO_4) и бескислородные кислоты (например, соляная кислота - HCl). По количеству атомов водорода в составе соединения различают одноосновные (HCl), двухосновные (H_2SO_4) и трехосновные кислоты (ортофосфорная кислота - H_3PO_4).

Соли – это соединения с металлом в качестве катиона и остатком кислоты в качестве аниона. По строению они классифицируются на средние (нормальные соли), кислые, основные, двойные, смешанные и комплексные.

Средние соли представляют собой соединение металла и кислотного остатка без дополнительных элементов. Одним из наиболее распространенных примеров средней соли является поваренная соль, или хлорид натрия – NaCl .

Кислая соль отличается тем, что в ее составе имеется водород (как своеобразный мостик между металлом и кислотным остатком). В качестве примера в данном случае можно привести пищевую соду, или гидрокарбонат натрия – NaHCO_3 .

Основная соль, как и кислая, в своем составе имеет дополнительный элемент – гидроксогруппу. В качестве примера можно привести гидроксохлорид цинка – $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$.

Двойные соли содержат два катиона металла и один анион

(кислотный остаток). Например, $KAl(SO_4)_2$ – сульфат калия-алюминия.

Смешанные соли в отличие от двойные содержат два аниона и один катион. Например, $PbFCl$ – фторид-хлорид свинца (II).

1.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Получение основного оксида и его свойства. В 2 пробирки (в каждую) налить по 1 мл раствора сульфата меди и 1 мл раствора щелочи NaOH (или KOH). Осторожно нагреть. В первую добавить 0,5 - 1 мл разбавленной серной кислоты, а во вторую – щелочи. Записать наблюдения изменения окраски растворов. Составить уравнения происходящих реакций. Сделать вывод о свойствах основных оксидов.

Опыт 2. Кислотный оксид и его свойства. Налить в пробирку 10 капель насыщенного раствора гидроксида кальция. Продуть раствор через согнутую трубку. Наблюдать образование белого осадка, а при дальнейшем продувании – растворение его. Написать уравнения реакций образования и растворения осадка.

Опыт 3. Получение оснований и их свойства

а) Получение нерастворимого основания. В пробирку налить 2 мл сульфата меди $CuSO_4$ и раствор щелочи. Полученную смесь разделить на две пробирки, в первую добавить раствор серной кислоты, во вторую - щелочь. Отметить происходящие изменения в пробирках. Записать наблюдения. Составить уравнения происходящих реакций. Сделать вывод о свойствах оснований.

б) Получение амфотерного основания. В пробирку налить 3 мл раствора сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ и раствор гидроксида аммония NH_4OH . Полученный осадок разделить на две пробирки. В первую добавить несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – щелочь. Записать наблюдения. Составить уравнения происходящих реакций. Сделать вывод о свойствах амфотерных оснований.

Опыт 4. Способы получения солей

а) Взаимодействием металла с кислотой. В пробирку налить 5 капель серной кислоты и добавить немного порошка (стружку) алюминия. Нагреть пробирку. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

б) Взаимодействием соли с металлом. Поместить в пробирку 10 капель раствора сульфата меди (II) и алюминиевую стружку. Через некоторое время раствор обесцветится. Почему? Слить раствор и достать алюминий. Какого он цвета? Написать уравнение реакции и назвать полученную соль.

в) Взаимодействием соли с неметаллом. Поместить в пробирку по 10 капель раствора иодида калия и хлорной воды (Cl_2). Как изменяется окраска раствора? Написать уравнение реакции.

г) *Взаимодействием соли с основанием.* Налить в пробирку 5 капель раствора сульфата натрия и добавить 5 капель раствора гидроксида бария. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

д) *Взаимодействием соли с кислотой.* Налить в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца (II) и 5 капель раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Назвать полученную соль.

е) *Взаимодействием двух солей.* Налить в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца (II) и 5 капель раствора иодида калия. Наблюдать образование осадка. Написать уравнение реакции. Добавить дистиллированной воды. Нагреть до растворения осадка и охладить. Наблюдать образование золотистых кристаллов. Назвать полученное соединение.

Опыт 5. Получение основной соли и перевод ее в нормальную (среднюю) соль. К 3 каплям раствора сульфата никеля прибавить по каплям гидроксид натрия до образования небольшой мути (вследствие образования гидроксосоли). Превратить $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ в нормальную соль путем добавления соответствующего реактива. Написать уравнение реакции.

1.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Назовите основные классы неорганических соединений.
2. Какие соединения способны проявлять: а) основные свойства; б) кислотные свойства; в) амфотерные свойства? Приведите примеры, запишите химические реакции.
3. Что называется кислой и основной солью? Каким образом можно их получить?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

2.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить различные методы получения комплексных соединений и их химические свойства.

2.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Комплексные соединения представляют собой большой раздел современной химии. Имеют важное значение при выделении и очистке редких металлов в аналитических исследованиях, используются для получения качественных металлических покрытий, при химико-термической обработке металлов (сварка, пайка, литьё) и во многих других отраслях техники.

Комплексные соединения – это вещества, существование которых не объясняется с позиций классических представлений о валентности элемента. Большинство комплексных соединений проявляют «централизованную» структуру. Имеется центральный атом (ион), вокруг которого располагаются (координируются) связанные с ним частицы – атомы, ионы или молекулы. Центральный атом (ион) называется *комплексообразователем*, а координируемые вокруг него частицы называются *лигандами* (связанными). Число лигандов (подстрочный индекс) составляет *координационное число* комплексного соединения. Комплексообразователь и лиганды образуют *внутреннюю координационную сферу* или комплекс. Остальные частицы комплексного соединения образуют соответственно *внешнюю сферу* (рис. 2).

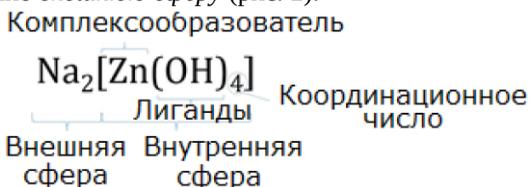


Рис. 2. Строение комплексных соединений

В комплексных соединениях реализуется донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. В качестве донора выступают лиганды.

Комплексные соединения подвергаются диссоциации, отщепляя ионы внешней сферы. В связи с этим рассматриваемые вещества, как правило, являются сильными электролитами.

Константа нестойкости комплексного соединения – это параметр, описывающий диссоциацию внутренней сферы комплексного соединения. Определяется отношением произведения концентраций комплексообразователя и лигандов к общей концентрации ионов внутренней сферы соединения. Константа устойчивости – это величина, обратная константе нестойкости комплекса.

Комплекс с отрицательным зарядом называют комплексным анионом, с положительным – комплексным катионом, с нулевым – нейтральным комплексом. Название комплексного аниона начинают с названия состава внутренней сферы: называют лиганды, прибавляя к их латинскому названию окончание «о» (Cl⁻ - хлоро, OH⁻ - гидроксо, NO₂⁻ - нитро). Число лигандов обозначают греческими числительными: 1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта и т.д. Далее называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия с добавлением окончания «ат», и римскими

цифрами в скобках указывают его степень окисления. В конце называют ионы внешней сферы. Например:

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат (II) натрия;

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксодиакваалюминат (III) натрия.

В соединениях с комплексным катионом для названия комплексообразователя используют русское название элемента, в скобках указывают его степень окисления римскими цифрами. Например:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – хлорид диаммин серебра (I).

Для нейтральных комплексов степень окисления комплексообразователя не приводят. Например:

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром.

Пример названия соединения, в составе которого имеется как комплексный катион, так и комплексный анион:

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$ – гексацианокобальтат (III) гексаамминхрома (III).

2.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Соединения с комплексным анионом

а) Получение комплексного соединения висмута (тетраиодовисмутата калия). Налить в пробирку 5 - 6 капель раствора нитрата висмута и прилить к нему по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка. Растворить образовавшийся осадок в избытке иодида калия. Каков цвет образовавшегося комплексного соединения? При описании опыта в отчете необходимо указать координационную формулу комплексного соединения, учитывая, что его состав выражается эмпирической формулой $\text{K}[\text{BiI}_4]$. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций: образования иодида висмута, взаимодействия иодида висмута с избытком иодида калия. Написать уравнение электролитической диссоциации полученного комплексного соединения, его константу нестойкости.

б) Получение тетраиодомеркурата калия. В первую пробирку налить 3 - 5 капель раствора нитрата ртути (II) и добавить раствор иодида калия до полного растворения образующегося вначале оранжевого осадка иодида ртути (II). Затем добавить к этому раствору 2 капли раствора едкого натра. Во вторую пробирку внести также 3 - 5 капель раствора нитрата ртути (II) и добавить к нему 2 капли раствора едкого натра. Что наблюдается? Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути (II)? Почему в первой пробирке при действии щелочи осадок не выпадает? Написать уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути, взаимодействия иодида ртути с избытком иодида калия, взаимодействия нитрата ртути с едким натром, указать, что происходит при добавлении едкого натра к образовавшемуся раствору в первой пробирке. Написать уравнения

электролитической диссоциации нитрата ртути (II) и полученной соли тетраиодомеркураата калия $K_2[HgI_4]$.

в) *Получение гидроксокомплексов.* Взять 3 чистые пробирки. Поместить в первую раствор соли цинка, во вторую - раствор соли хрома (III), в третью - раствор соли алюминия и добавить в каждую из них по каплям раствор щелочи до полного растворения образовавшихся вначале осадков. Написать уравнения образования гидроксидов и образования растворимых гидроксокомплексов, содержащих ионы $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$. Зная, что гидроксиды цинка, хрома и алюминия растворяются также в кислотах, указать их тип.

Опыт 2. Соединения с комплексным катионом

а) *Получение комплексного основания никеля.* Внести в пробирку 3 - 5 капель раствора сульфата никеля и такой же объем раствора едкого натра. Отметить образование гидроксида никеля (II). Отцентрифугировать раствор гидроксида никеля. Отделить жидкую фазу от твердой, отобрать осадок на кончике шпателя, поместить его в чистую пробирку и добавить 5 - 6 капель 25%-го раствора аммиака. Сравнить окраску сульфата никеля с окраской полученного раствора. Написать уравнения реакций и уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного основания при условии, что координационное число никеля равно 6. Какое основание является более сильным – простое или комплексное? Ответ обосновать.

б) *Получение комплексного основания меди.* Внести в пробирку 5 - 6 капель раствора $CuCl_2$ и прибавить по каплям раствор аммиака до образования осадка, затем прилить избыток раствора аммиака до полного растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученного раствора. Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число меди равно 4. Какое основание является более сильным – простое или комплексное? Ответ обосновать. Написать уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного соединения.

Опыт 3. Соединения, содержащие в молекуле комплексные катион и анион. Получение комплексной соли. Внести в пробирку 4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия и 5 - 6 капель раствора сульфата никеля до получения осадка. К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля добавить 25%-й раствор аммиака до полного растворения осадка, при этом наблюдать образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$. Написать уравнения реакций: образования гексацианоферрата (II) никеля; взаимодействия гексацианоферрата (II) никеля с аммиаком; общее уравнение взаимодействия сульфата никеля с избытком аммиака.

Опыт 4. Различие между простыми и комплексными ионами железа. В одну пробирку налить 5 - 6 капель раствора FeCl_3 , в другую столько же $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и подействовать на них раствором щелочи. Где образуется осадок? Почему? Аналогично испытать растворы обоих веществ, подействовав на каждый из них не раствором щелочи, а раствором роданистого калия. Где появляется красное окрашивание? Почему? Написать уравнения реакций образования гидроксида железа (III) и роданида железа. Написать уравнение электролитической диссоциации гексацианоферрата (III) калия и объяснить, почему он не реагирует со щелочью и раствором роданистого калия. Существует ли возможность для протекания этих реакций? Как это осуществить? Каким образом можно разрушить гексацианоферрат (III) калия?

Опыт 5. Исследование прочности комплексных ионов. Разрушение комплексов

а) Сравнение прочности комплексных ионов. В две пробирки налить по 3 - 5 капель раствора нитрата серебра и добавить к нему такой же объем хлорида натрия. В первую пробирку добавить 25%-й раствор аммиака до полного растворения осадка. Осадок во второй пробирке растворить в тиосульфате натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В обе пробирки добавить по 2 - 3 капли раствора иодида калия и слегка встряхнуть их. Написать уравнения реакций: взаимодействия хлорида серебра с аммиаком; взаимодействия хлорида серебра с тиосульфатом натрия. При составлении уравнений учесть, что в обоих случаях получаются комплексные соединения серебра, координационное число которого равно двум. Написать уравнения электролитической диссоциации полученных комплексных соединений. На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление осадка иодида серебра? Объяснить его образование, пользуясь уравнением диссоциации соответствующего комплексного иона. Почему в другой пробирке осадок AgI не выпадает? Какой из полученных комплексов более прочен?

б) Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и спирте. Налить в пробирку 3 - 5 капель насыщенного раствора хлорида кобальта и добавить к нему несколько кристаллов роданида калия. Наблюдать появление лиловой окраски комплексного соединения. Разделить раствор на две пробирки: в одну из них добавить спирт, в другую - 10 капель воды. Как изменилась окраска в каждой пробирке? Написать уравнения реакций: образования комплексного соединения тетрароданокобальтата (II) калия, диссоциации комплексного иона и комплексного соединения. Где протекает полнее диссоциация комплексного иона: в воде или спирте? Чем это объясняется?

Опыт 6. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

а) Окисление гексацианоферрата (II) калия. Поместить в пробирку 4 - 5 капель раствора KMnO_4 , подкислить его раствором серной кислоты и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до изменения окраски раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа (II) переходит в комплекс железа (III) с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца. Записать уравнения электронного баланса.

б) Восстановление гексацианоферрата (III) калия. В пробирку внести 8 - 10 капель раствора иодида калия, 6 - 8 капель раствора хлороводородной кислоты и 5 - 6 капель бензола. Отметить, что бензол остается бесцветным. Добавить шпателем кристаллы комплексной соли железа (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешать раствор. По изменению окраски бензола убедиться в выделении свободного иода. Написать уравнения реакции взаимодействия гексацианоферрата (III) калия с иодидом калия, учитывая, что во время реакции $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходит в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Кислоту в уравнение реакции не вводить. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 7. Обменные реакции в растворах комплексных соединений. В пробирку с 5 - 6 каплями раствора сульфата меди добавить такой же объем комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата меди. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

2.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Каково строение комплексных соединений?
2. Напишите уравнение диссоциации в растворе, а также выражения констант нестойкости следующих комплексных соединений: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$.
3. Что такое константа устойчивости комплексного соединения? Каким образом можно ее определить?
4. Назовите следующие комплексные соединения, определите степень окисления и координационное число комплексообразователя: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{NO}_3$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3
КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

3.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить влияние различных факторов на кинетику и равновесие физико-химических процессов.

3.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Раздел химии, изучающий скорость и механизмы протекания химических превращений, называется *химической кинетикой*. Знание основных теоретических аспектов кинетики дает возможность управлять химическими процессами: ускорять или замедлять их течение, направлять в необходимую для синтеза сторону.

Под скоростью химических реакций понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени. Под *средней скоростью* протекания химической реакции подразумевается отношение разницы концентраций компонентов в конце и в начале процесса ко времени протекания процесса. Под *истинной скоростью* реакции понимается производная от концентрации реагирующих веществ по времени.

Скорость химической реакции определяется, прежде всего, природой реагирующих веществ (активностью реагентов), их концентрациями, температурой реакции, давлением, поверхностью раздела фаз, наличием катализатора или ингибитора. Например, увеличение концентрации приведет к ускорению реакции, а понижение давления в системе газов – замедлит ее. Зависимость скорости реакции от температуры описывается *правилом Вант-Гоффа*: при повышении температуры в системе на каждые 10 градусов константа скорости гомогенной элементарной реакции увеличивается в два-четыре раза.

$$V_{T_2} = V_{T_1} \gamma^{\frac{-(T_2 - T_1)}{10}},$$

где V_{T_1} и V_{T_2} – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 ; γ – температурный коэффициент реакции.

Различают гомогенные и гетерогенные химические реакции. Первые протекают в однородной среде (например, газовой или жидкой), вторые – в неоднородной (газообразные вещества с твердыми). Гомогенные процессы протекают равномерно по всему объему, гетерогенные - на границе раздела реагирующих фаз.

Многие химические реакции протекают *обратимо*, т.е. не идут до конца. Реакцию, протекающую в правую сторону, называют прямой, а в левую – обратной. Если в системе скорость прямой

реакции равна скорости обратной, то состояние системы называют *химическим равновесием*. Величина, характеризующая равновесие системы и равная соотношению констант скоростей прямого и обратного процессов, называется константой равновесия химической реакции. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия определяется правилом, известным под названием *принципа Ле-Шателье*: если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне и тем самым изменить условия состояния химического равновесия, то равновесие сместится в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

3.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Взять 3 сухие пробирки. Внести в первую (4+№ бригады) капли тиосульфата натрия, во вторую – (8+№ бригады), в третью – (12+№ бригады). Довести объем раствора во всех трех пробирках до одинакового количества путем добавления дистиллированной воды. Таким образом, в пробирках получаются разные концентрации тиосульфата натрия. Условно обозначим их: *c* – первая пробирка, *2c* – вторая пробирка, *3c* – третья пробирка. Добавить в первую пробирку одну каплю раствора серной кислоты и начать отсчет времени от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции, вызванной помутнением раствора в связи с выделением серы:



Аналогичные опыты проделать со второй и третьей пробирками. Зафиксировать данные опыта (табл. 1). Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ $v = f(c)$. Сделать выводы.

Таблица 1. Пример оформления результатов первого опыта

Число капель р-ра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель H_2O	Число капель H_2SO_4	Общий объем р-ра	Относит. конц. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время реакции τ , с	Условная скорость реакции $V = 1/\tau$, с^{-1}
4+№ бригады		1	13	<i>c</i>		
8+№ бригады		1	13	<i>2c</i>		
12+№ бригады		1	13	<i>3c</i>		

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции. В четыре пробирки поместить по 8 капель раствора тиосульфата натрия и по 8

капель дистиллированной воды. Наполнить на 2/3 объёма водой комнатной температуры стакан (50 - 250 мл) и поместить туда первую пробирку с раствором и термометр. Через несколько минут, когда температура воды и раствора в пробирке выровняются, записать показания термометра. Добавить в пробирку одну каплю серной кислоты. Записать время от начала реакции до момента появления опалесценции раствора. Поместить в стакан вторую пробирку и нагреть воду до температуры на $(10+N_{\text{№ бригады)})$ °С выше той, при которой находилась первая пробирка. Затем добавить в раствор каплю серной кислоты и отметить время протекания реакции. Аналогично поступить с третьей и четвёртой пробирками, каждый раз повышая температуру воды ещё на $(10+N_{\text{№ бригады)})$ °С. Зафиксировать данные опыта (табл. 2). Построить график $v = f(t)$. Сделать выводы о зависимости скорости от температуры.

Таблица 2. Пример оформления результатов второго опыта

№ опыта	Температура t , °С	Время течения р-ции τ , с	Условная скорость р-ции $V = 1/\tau$, с ⁻¹	Во сколько раз изменяется скорость реакции при повышении температуры на каждые 10°С

По результатам опыта определить условную энергию активации данной реакции графическим способом, для чего необходимо составить вспомогательную таблицу (табл. 3).

Таблица 3. Пример вспомогательной таблицы для оформления результатов второго опыта

№ опыта	Температура t , °С		$1/T$	Условная скорость реакции $V = 1/\tau$, с ⁻¹	$\ln V$
	t , °С	T , К			

Используя полученные данные, построить график зависимости $\ln v = f(1/T)$ и рассчитать энергию активации реакции. Условная энергия активации реакции E_a определяется по следующей формуле:

$$E_a = -R \cdot \text{tg} \alpha,$$

где R – универсальная газовая постоянная; $\text{tg} \alpha$ – тангенс угла наклона графика к оси абсцисс.

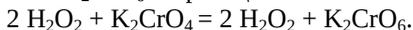
Опыт 3. Скорость гетерогенных реакций. Налить в две пробирки по 5 мл раствора соляной кислоты. В одну из них добавить кусочек мела, в другую – порошок мела. В какой из пробирок реакция пошла быстрее и почему? Составить уравнение реакции взаимодействия мела с соляной кислотой. Написать уравнение для скорости этой реакции. Сделать вывод о зависимости скорости

реакции от поверхности соприкосновения веществ.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции

а) В пробирку налить 5 – 8 мл пероксида водорода. Добавить на кончике шпателя диоксид марганца. Какой газ выделяется? Что будет, если поднести к нему тлеющую лучинку? Какую роль играет диоксид марганца? Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. Прodelать тот же опыт, только MnO_2 заменить на Fe_2O_3 .

б) В большую пробирку налить 3 - 5 мл насыщенного раствора хромата калия K_2CrO_4 , обратить внимание на его цвет. Добавить в пробирку несколько мл 3%-го раствора H_2O_2 . Раствор темнеет вследствие образования промежуточного соединения – пероксохромата калия K_2CrO_6 по реакции:



Через 1 – 3 мин начинается бурное разложение промежуточного соединения с выделением газообразного кислорода. По окончании реакции катализатор полностью восстанавливается, и жидкость приобретает прежний цвет.

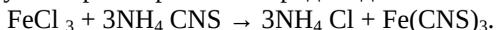


По результатам проделанных опытов сделать вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

в) В две пробирки внести по 2 мл растворов перманганата калия $KMnO_4$, серной кислоты H_2SO_4 и насыщенного раствора щавелевой кислоты $C_2H_2O_4$. В одну из пробирок добавить 2 – 4 мл раствора сульфата марганца (II). В какой пробирке реакция протекает быстрее?

Проследить в течение 2 – 3 мин за изменением скорости реакции в пробирке, в которую не был добавлен сульфат марганца. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Влияние концентрации на смещение химического равновесия. В качестве примера используется реакция между хлорным железом $FeCl_3$ и роданистым аммонием $NH_4 CNS$, в результате которой образуется ярко окрашенный роданид железа $Fe(CNS)_3$:



Для наблюдения за ходом реакции взять в пробирку 15 – 20 капель раствора NH_4CNS , добавить 3 – 5 капель раствора $FeCl_3$ и перемешать. Полученный раствор (он обычно получается слишком интенсивно окрашенным) разбавить водой до получения такой окраски, как у крепко заваренного чая. Полученный раствор разделить примерно поровну на четыре пробирки, одна из которых будет являться контрольной. В остальные три пробирки добавить соответственно:

- в первую – несколько капель насыщенного раствора $FeCl_3$;
- во вторую – одну лопаточку кристаллов $NH_4 CNS$;

– в третью – две лопаточки кристаллов NH_4Cl .

Сравнить изменение цвета в этих трех пробирках с контрольной пробиркой и сделать вывод о смещении химического равновесия. Зафиксировать данные опыта. Написать выражение для константы равновесия исследованной реакции.

Опыт 6. Влияние температуры на смещение химического равновесия

а) При действии иода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, окрашенное в синий цвет. Равновесие системы можно условно изобразить следующим уравнением:



В пробирку налить 4 – 5 мл раствора крахмала и добавить 3 – 4 капли раствора йода до появления синей окраски. Нагреть пробирку до кипения, а затем охладить водопроводной водой. Объяснить наблюдаемые явления в соответствии с принципом Ле-Шателье.

б) В водном растворе аммиака существуют равновесия



В пробирку налить 5 мл дистиллированной воды, добавить одну каплю концентрированного раствора аммиака и 1 – 2 капли раствора фенолфталеина. Отметить цвет раствора. Нагреть содержимое пробирки, затем охладить водопроводной водой. Как изменяется окраска при нагревании и охлаждении раствора? Объяснить наблюдаемые явления.

3.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое скорость химической реакции, в каких единицах она измеряется? Перечислите параметры, влияющие на скорость химической реакции.

2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2.

3. Дайте определение понятию «химическое равновесие». Что характеризует константа равновесия?

4. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными? Приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакционных систем.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

4.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить явление электролитической диссоциации растворов. Научиться определять концентрации растворов.

4.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Электролиты — это вещества, которые в растворённом или расплавленном виде распадаются на ионы и проводят электрический ток. Соответственно вещества, не проводящие ток, называются *неэлектролитами*.

Электролитическая диссоциация — это распад электролитов на ионы под воздействием воды или при расплавлении. В водных растворах диссоциация происходит с участием полярных молекул воды. При растворении ионных соединений имеющиеся в их кристаллах ионы гидратируются и переходят в раствор. Отношение количества молекул, которые распались на ионы N' , к общему количеству растворённых молекул N называется *степенью диссоциации* α . Степень диссоциации зависит от концентрации раствора, температуры эксперимента и природы электролита.

Если $\alpha = 0$, то диссоциация не происходит, а если $\alpha = 1$, то электролит полностью распадается на ионы.

$\alpha < 3\%$, электролит слабый

$3\% \leq \alpha < 30\%$, электролит средней силы

$\alpha \geq 30\%$, электролит сильный

Концентрацией вещества называется степень насыщенности раствора искомым реагентом. В расчетах часто используются следующие виды обсуждаемой концентраций.

Массовая процентная концентрация показывает число граммов (единиц массы) вещества $m_{в-ва}$, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора $m_{р-ра}$:

$$C_{\%} = \frac{100 \cdot m_{в-ва}}{m_{р-ра}} .$$

Мольно-объемная концентрация, или *молярность*, показывает число молей растворенного вещества $v_{в-ва}$, содержащихся в 1 л раствора $V_{р-ра}$:

$$C_M = \frac{v_{в-ва}}{V_{р-ра}} .$$

Эквивалентная концентрация, или *нормальность*, показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора $m_{в-ва}$, отнесенных к эквивалентной массе m_3 :

$$C_n = \frac{m_{в-ва}}{m_3} .$$

Мольно-массовая концентрация, или *моляльность*, показывает

число молей растворенного вещества ν , содержащихся в 100 г растворителя $m_{в-ва}$:

$$C_m = \frac{\nu}{m_{в-ва}} .$$

Титром раствора называется число граммов растворенного вещества $m_{в-ва}$ в 1 мл раствора V :

$$T = \frac{m_{в-ва}}{V} = \frac{C_m \cdot m_2}{1000} .$$

Еще одной количественной характеристикой диссоциации является *константа диссоциации электролита* - отношение произведений концентрации ионов, образованных при диссоциации, к концентрации исходных частиц.

4.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Определение концентрации заданного раствора. Для растворов, наиболее часто употребляемых в лаборатории, имеются специальные таблицы, пользуясь которыми, можно по плотности растворов определить их процентную концентрацию (табл. 4).

Таблица 4. Плотности некоторых растворов при определенной концентрации

Конц., %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	CuSO ₄	Na ₂ SO ₄	NiSO ₄	ZnSO ₄
	Плотность, г/см ³							
2	1,013	1,011	1,009	1,023	1,019	1,016	1,020	1,019
4	1,027	1,022	1,019	1,046	1,040	1,034	1,042	1,040
6	1,040	1,033	1,029	1,069	1,062	1,062	1,063	1,062
8	1,055	1,044	1,039	1,092	1,084	1,072	1,085	1,084
10	1,069	1,056	1,049	1,115	1,107	1,091	1,109	1,107
12	1,083	1,068	1,059	1,137	-	-	-	-
14	1,098	1,080	1,069	1,159	-	-	-	-

Определение плотности производят обычно с помощью ареометров (денсиметров). Прибор представляет собой стеклянный поплавков в виде узкой трубки с расширением на конце, наполненным грузом. В верхней части трубки находится шкала с делениями, отвечающими различным значениям плотности.

Для измерения плотности заданного раствора нужно поместить в него ареометр, записать его показание, найти в таблице по формуле раствора перевод этой плотности в процентную концентрацию. Результаты измерений необходимо зафиксировать (табл. 5). Зная плотность и процентную концентрацию заданного раствора, легко рассчитать его титр (Т), молярную (М) и нормальную (С_к) концентрации.

Таблица 5. Пример оформления результатов опыта по определению концентрации

Формула раствора	Плотность раствора	Процентная концентрация	Расчет		
			Титр (Т)	Молярная концентрация (М)	Нормальная концентрация (С _н)

Опыт 2. Сильные и слабые электролиты. Сравнение химической активности соляной и уксусной кислот. Налить в одну пробирку на $\frac{1}{2}$ ее объема раствор уксусной кислоты, в другую — столько же раствора соляной кислоты. В обе пробирки бросить по кусочку цинка (по возможности, одинакового размера). Какой газ выделяется в пробирках? В какой пробирке процесс идет более энергично? Написать уравнения протекающих реакций. От концентрации каких ионов в растворе зависит скорость выделения водорода? Учитывая, что для опыта взяты растворы соляной и уксусной кислот одинаковой общей концентрации, решить, в растворе какой из них концентрация ионов водорода выше, т. е. какая кислота сильнее.

Опыт 3. Ионизирующее действие воды. Диссоциация электролитов на ионы в водном растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические карбонат натрия и щавелевую кислоту. В этих условиях свободных ионов нет, и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют, и начинается ионная реакция. В сухой пробирке смешать небольшие количества кристаллических карбоната натрия и щавелевой кислоты. Записать наблюдения. К полученной смеси добавить 2 - 3 мл воды. Записать наблюдения. Написать уравнения реакций между солью и кислотой в молекулярном и ионном виде. Указать признаки реакций. Исходя из справочных значений констант диссоциации угольной и щавелевой кислот, сделать вывод, какая из этих кислот сильнее.

Опыт 4. Влияние добавления соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты. В две пробирки внести по 5 – 7 капель раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавить по одной капле метилового оранжевого. Как окрасился индикатор под влиянием ионов H^+ ? Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, в другую прибавить 2 – 3 микрошпателя сухой соли ацетата натрия $NaCH_3COO$. Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить цвет полученного раствора с цветом раствора в контрольной пробирке. Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении к ней ацетат-ионов CH_3COO^- из соли.

Опыт 5. Влияние добавления соли слабого основания на степень диссоциации этого основания. Внести в две пробирки по 5 – 7 капель раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить по одной капле фенолфталеина. Как окрашивается фенолфталеин под влиянием гидроксид-ионов OH^- , имеющих в растворе? Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, в другую добавить щепотку хлорида аммония. Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить цвет полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На увеличение или уменьшение концентрации ионов OH^- указывает изменение окраски раствора? Написать уравнение диссоциации гидроксида аммония NH_4OH . Объяснить смещение равновесия диссоциации при добавлении к раствору хлорида аммония. Увеличилась или уменьшилась при этом степень диссоциации гидроксида аммония?

Опыт 6. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) Образование малорастворимых веществ. С помощью таблицы растворимости и представленных реактивов проделать реакции, где можно осадить ионы Ca^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} . Указать цвет осадков. Написать уравнения в молекулярном и ионном виде. В две пробирки налить раствор сульфата меди CuSO_4 . В одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия NaOH , в другую – раствор гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Чем объяснить, что объем осадка во второй пробирке больше? Написать в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

б) Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения. Налить в пробирку 2 - 3 капли раствора нитрата серебра и прибавить к нему 2 - 3 капли раствора хромата калия. Записать цвет полученного осадка, после чего добавить в пробирку 2 - 3 капли раствора хлорида натрия. Как изменяется цвет осадка (для наблюдения цвета осадка раствор можно осторожно слить)? А теперь прибавить к содержимому пробирки 2 - 3 капли раствора сульфида натрия и опять записать цвет осадка. Составить молекулярные и ионные уравнения всех превращений.

в) Образование слабых кислот и оснований. В две пробирки внести по 5 – 7 капель: в первую – раствора ацетата натрия NaCH_3COO , во вторую – хлорида аммония. Добавить в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешать раствор стеклянной палочкой и слегка подогреть. Определить по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Во вторую пробирку добавить раствора щелочи и подогреть раствор. Определить по запаху выделение аммиака. Написать молекулярное и

ионное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду. Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 7. Реакции нейтрализации. Взять в две пробирки по 5 – 7 капель раствора щелочи и добавить по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет? В одну пробирку добавить по каплям раствор соляной или серной кислоты, во вторую – раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Чем объясняется исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации щелочи соляной и уксусной кислотами. Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

Опыт 8. Образование летучих продуктов реакции. Поместить в две пробирки по 5 – 7 капель раствора Na_2CO_3 . Проверить наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавить несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Написать ионное уравнение реакции. Добавить во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдать выделение газа. Подогреть слегка пробирку, дождаться конца выделения газа и добавить несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок CaCO_3 ? Написать ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

4.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что представляет собой процесс электролитической диссоциации?
2. Приведите примеры электролитов и неэлектролитов.
3. Напишите молекулярное уравнение, соответствующее ионному уравнению взаимодействия иона серебра Ag^+ с гидроксид-ионом OH^- .
4. Какую массу NaNO_3 нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?
5. Вычислите процентную и молярную концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность его 1,031 г/мл. Чему равен титр Т этого раствора?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

5.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

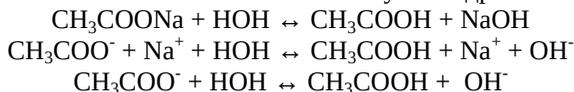
Ознакомиться с типичными случаями и условиями протекания гидролиза солей; изучить методы определения реакции среды.

5.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

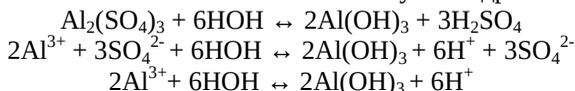
Гидролизом в общем случае называется реакция взаимодействия некоторого вещества с водой, в результате которой происходят разложение реагента и образование новых веществ. Гидролиз солей подразумевает образование гидроксида и кислоты, которыми была образована исходная соль. Данные процессы обусловлены протеканием реакций ионного обмена в растворах солей.

Гидролиз может быть обратимым и необратимым, а также может протекать по четырем механизмам.

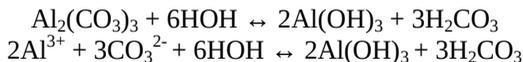
1. Гидролиз по аниону, когда соль образована сильным гидроксидом и слабой кислотой. В таком случае гидролиз обратим.



2. Гидролиз по катиону, когда соль образована слабым гидроксидом и сильной кислотой. В таком случае гидролиз обратим.



3. Гидролиз и по катиону и по аниону, когда соль образована слабым гидроксидом и слабой кислотой. В таком случае гидролиз протекает практически полностью.



4. Гидролиз не протекает, когда соль образована сильным гидроксидом и сильной кислотой. Например, в случае хлорида натрия NaCl.

Соли, образованные многокислотными основаниями или многоосновными кислотами, гидролизуются ступенчато.

Водородным показателем среды pH называется мера кислотности растворов. Может быть вычислен как десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый со знаком минус.

pH > 7 щелочная реакция среды

pH < 7 кислая реакция среды

pH = 7 нейтральная реакция среды

Кислотность среды можно определить посредством

индикаторов (табл. 6), а также с помощью индикаторной бумаги.

Таблица 6. Цвета индикаторов в различных средах

Среда	Индикатор		
	Фенолфталеин	Лакмус	Метилоранж
Кислая	Бесцветный	Красный	Розовый
Щелочная	Розовый	Синий	Желтый
Нейтральная	Бесцветный	Фиолетовый	Оранжевый

5.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Определение pH раствора с помощью универсального индикатора. Пользуясь универсальным индикатором, определить значение pH воды и растворов кислот и оснований. Для определения pH перенести 2 – 3 капли растворов с концентрацией 0,1М хлористоводородной, уксусной и фосфорной кислот, а также оснований: едкого натра, аммиака на индикаторную бумагу. Сравнить окраску сырого пятна, полученного на бумаге с цветной шкалой. Затем в 5 пробирок поместить 5 капель растворов хлористоводородной, уксусной и фосфорной кислот, едкого натра, аммиака и в эти же пробирки добавить 5 капель дистиллированной воды. Снова определить pH среды. Для определения pH раствора стеклянной палочкой перенести 2 – 3 капли этого раствора на индикаторную бумагу и сравнить окраску сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой. Зафиксировать результаты опыта (табл. 7). Сделать вывод о величине pH данных растворов и указать реакцию среды. Различаются ли величины pH растворов кислот одинаковой и разной концентраций? Какая имеется связь между концентрацией водородных ионов и pH растворов?

Таблица 7. Пример оформления результатов опыта по определению кислотности

Название и формула кислоты/ основания	Конц. р-ра кислоты/ основания	Окраска индикаторной бумаги	Реакция среды	pH раствора (pH<7, pH=7, pH>7)

Опыт 2. Получение ацетатных буферных растворов и испытание их буферного действия. Налить в одну пробирку 10 капель раствора ацетата натрия и такой же объем раствора уксусной кислоты, а в другую - около 20 капель воды. Добавить в обе пробирки по 1 капле фенолфталеина, а затем по 1 капле разбавленного раствора щелочи. Как меняется окраска индикатора в пробирке с водой и в буферном растворе? Добавить в обе пробирки еще по 1 – 3 капли раствора щелочи и вновь отметить изменение окраски. Налить в

чистую пробирку такой же объем буферной смеси и добавить в нее и в контрольную пробирку с водой по 1 капле индикатора метилового оранжевого, а затем по 1 капле раствора соляной кислоты. Добавить в обе пробирки еще по 1 – 3 капли соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций, лежащих в основе регулирующего действия ацетатного буферного раствора.

Опыт 3. Реакция среды в растворах различных солей. Гидролиз солей

В пять пробирок внести по 5 капель растворов ацетата натрия, хлорида алюминия, карбоната натрия, карбоната аммония, хлорида калия и дистиллированной воды. Последняя пробирка является контрольной (служит для сравнения цвета индикатора - нейтральная среда). В каждую пробирку добавить по одной капле лакмуса и отметить по окраске индикатора реакцию среды. Записать данные опыта по аналогии с опытом 1. Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый).

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции только для первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают очень слабо. Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей: сильных оснований и слабых кислот; слабых оснований и сильных кислот; слабых оснований и слабых кислот; сильных оснований и сильных кислот.

Опыт 4. Образование основных и кислых солей при гидролизе. В пробирку внести 7 – 8 капель раствора хлорида алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и опустить в водяную баню, нагретую до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$. Написать молекулярное уравнение реакции образования ацетата алюминия и ионное уравнение его гидролиза. Продуктом какой ступени гидролиза является образовавшийся осадок основной соли? При гидролизе каких солей могут получаться основные соли?

Опыт 5. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза. В две пробирки до 2/3 их объема влить дистиллированной воды. В одну пробирку внести один микрошпатель кристаллов сульфата натрия, в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина. Написать ионные уравнения гидролиза сульфата натрия и карбоната натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой

соли больше? Почему?

Опыт 6. Совместный гидролиз двух солей. Полный («необратимый») гидролиз солей. В две пробирки внести по 6 – 8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков двуокси углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроокись алюминия. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций, которые привели к образованию гидроокиси алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия? Почему при взаимодействии растворов этих солей гидролиз их протекает практически необратимо?

Опыт 7. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

а) Влияние температуры на степень гидролиза соли. Налить в пробирку до 1/2 ее объема дистиллированной воды и внести в нее 2 – 3 микрошпателя ацетата натрия. Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Написать ионное уравнение гидролиза этой соли. Какую величину имеет рН раствора ацетата натрия: меньше 7 или больше? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого влияния.

б) Влияние разбавления раствора на гидролиз соли. В пробирку внести 2 – 3 капли раствора хлорида трехвалентной сурьмы и постепенно по каплям прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорокиси сурьмы SbOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ путем отщепления воды. Написать ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида трехвалентной сурьмы и общее уравнение ее гидролиза. Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы для первой ступени. Как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли? Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Сделать общий вывод о влиянии разведения на степень гидролиза солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора?

в) Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз соли. Внести в пробирку 8 – 10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида двухвалентного олова. Раствор перемешать стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль двухвалентного олова SnOHCl . В результате какого процесса получилась эта соль? Написать

ионное уравнение соответствующей реакции. Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы растворить полученный осадок? Проверить свое заключение опытом.

5.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое гидролиз солей? Перечислите типы реакций гидролиза.
2. Приведите примеры реакций ступенчатого гидролиза.
3. Возможен ли гидролиз следующих солей: KNO_3 ; LiBr ; AgCl ; Ag_2SO_4 ; NiSO_3 ; PbS ; K_2CO_3 .
4. Каким образом можно определить реакцию среды?
5. Что называется водородным показателем раствора? Можно ли его вычислить количественно?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

6.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить окислительно-восстановительные свойства металлов, неметаллов и их соединений, освоить методики составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

6.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

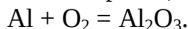
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это химические реакции, в ходе протекания которых степень окисления элементов изменяется. *Степенью окисления (СО)*, в свою очередь, называется заряд атома в соединении, вычисленный на основании предположения, что соединение состоит из ионов.

Любая ОВР представляет собой совокупность процессов отдачи (процесс окисления) и присоединения (процесс восстановления) электронов. Частицы, отдающие электроны, называются восстановителями. Частицы, принимающие электроны, называются окислителями.

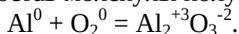
Для определения степеней окисления и дальнейшего уравнивания химических реакций используют следующие правила.

1. СО в простом веществе равна нулю.
2. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе равна заряду иона.
3. Во всех соединениях (кроме гидридов металлов) водород, калий и натрий имеют степень окисления +1.
4. Кислород во всех соединениях, кроме пероксида водорода, имеет степень окисления -2.

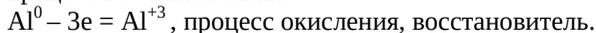
Уравнивание ОВР зачастую производится посредством *метода электронного баланса*. Сначала у каждого элемента в реакции проставляются СО. Так можно найти те элементы, которые меняют свои СО, а также определить, что из них является окислителем, а что - восстановителем. Затем находится количество отданных и принятых электронов. Вычисляется суммарное количество электронов, участвующих в процессах. Находится наименьшее общее кратное. Коэффициенты расставляются таким образом, чтобы количество отданных электронов равнялось количеству принятых. Рассмотрим пример. Есть некоторая химическая реакция:



Проставляются СО. Необходимо помнить, что молекула электронейтральна, т.е. ее заряд равен 0. Исходные реагенты – алюминий и кислород – представлены в молекулярном виде, поэтому их заряды 0. В результате их соединения образуется оксид алюминия. Его суммарный заряд равен 0. Отсюда находятся СО алюминия и кислорода, входящих в состав молекулы полученного оксида.

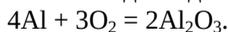


Алюминий изменил СО с 0 до +3, кислород – с 0 до -2. Это значит, что алюминий отдал 3 электрона, а кислород приобрел 2 электрона. В таком случае алюминий является восстановителем, вступая в процесс окисления, а кислород является окислителем, вступая в процесс восстановления.



Так как у реагента кислорода в молекулярном виде присутствует индекс 2, то он переносится в сторону продукта кислорода, но в качестве коэффициента.

Общее количество отданных и принятых электронов равно 12. Следовательно, к алюминию необходимо добавить 4, а к кислороду 3.



6.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Окислительные свойства азотной кислоты

а) *Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью и железом.* Взять две пробирки. В одну положить кусочек железа, в другую - кусочек меди. В обе пробирки добавить по 5 капель разбавленной азотной кислоты, подогреть. Описать свои наблюдения. В обоих случаях реакция идет с образованием бесцветного газа NO и нитратов железа (III) и меди. Написать уравнение взаимодействия разбавленной азотной кислоты с железом и медью.

б) *Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с железом и медью.* В две пробирки внести по кусочку меди и железа,

дальше проводить опыт в вытяжном шкафу. В каждую из пробирок добавить по 5 капель концентрированной азотной кислоты. Описать свои наблюдения и написать уравнение реакции, учитывая, что в обоих случаях азотная кислота восстанавливается до NO_2 .

Опыт 2. Восстановление ионов водорода кислот металлами. В четыре пробирки налить по 2 - 3 капли хлороводородной кислоты и поместить в них порознь по кусочку алюминия, цинка, меди. Наблюдать, какой из взятых металлов вытесняет водород из кислоты. Написать молекулярные и электронные уравнения реакций. Указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 3. Проявление окислительных и восстановительных свойств элементом в зависимости от его степени окисления

а) В пробирку внести по 2 – 3 капли растворов сульфата марганца (II) и азотной кислоты и один микрошпатель висмутата натрия NaBiO_3 . Появление фиолетовой окраски раствора указывает на окисление иона Mn^{2+} висмутатом натрия в перманганат-ион. Написать уравнения реакций, используя метод электронно-ионного баланса.

б) В пробирку внести по 3 - 5 капель растворов дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, разбавленной серной кислоты и сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска раствора в этой реакции? В другую пробирку добавить по 3 - 5 капель растворов сульфида натрия, разбавленного раствора серной кислоты и сульфита натрия. Почему помутнел раствор в этом опыте? Написать уравнения проведенных реакций. Сделать общий вывод об изменении окислительно-восстановительных свойств серы с изменением ее степени окисления. Окислителем или восстановителем может являться в химических реакциях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Na_2S ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na_2SO_3 ?

в) В одну пробирку внести 3 - 5 капель раствора хлорида олова (II) и столько же капель раствора хлорида железа (II). Что наблюдается? В другую пробирку внести 5 капель раствора хлорида олова (II) и поместить кусочек цинка или цинковый порошок. Что наблюдается? По каким признакам можно судить о взаимодействии реагентов? Как доказать появление ионов Fe^{2+} в первой реакционной системе? Написать уравнения реакций. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этих реакциях?

Опыт 4. Влияние pH среды на окислительно-восстановительные реакции. В три пробирки налить по 5 капель раствора перманганата калия. В первую прилить 2 капли раствора серной кислоты и добавить несколько кристаллов сульфита натрия Na_2SO_3 . Во вторую пробирку добавить 2 капли воды и также несколько кристаллов сульфита натрия. В третью – раствор KOH (3 капли), сульфит натрия (несколько кристаллов). Отметить изменение окраски

растворов в каждой пробирке. Составить уравнение ОВР, объяснить результаты опыта. При объяснении учитывать, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , бесцветная – для ионов Mn^{2+} , зеленая – для MnO_4^{2-} , бурый цвет имеют осадки MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия сульфитом натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Составить электронные уравнения, определить окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)

а) *Реакция диспропорционирования сульфита натрия.* В две пробирки поместить по 2 – 3 кристаллика сульфита натрия. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую закрепить в штативе и нагревать в течение 5–6 мин. Дать пробирке остыть. В обе пробирки внести по 5 – 6 капель дистиллированной воды, размешать стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавить в каждую пробирку по 2 – 3 капли раствора сульфата меди (II). Отметить окраску осадков в обеих пробирках. Написать уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия. Как изменялась степень окисления серы в данной реакции? Для каких степеней окисления серы возможны реакции диспропорционирования?

б) *Влияние pH среды на смещение равновесия в реакциях диспропорционирования.* Поместить в пробирку небольшой кристаллик йода и 8 – 10 капель раствора щелочи. Перемешать содержимое пробирки до полного растворения йода. К образовавшемуся бесцветному раствору прибавить 10 – 14 капель раствора серной кислоты до появления бурой окраски раствора. Пользуясь раствором крахмала, доказать, что бурая окраска вызвана обратным процессом образования свободного йода. Написать сокращенное ионное уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции и объяснить появление свободного йода при подкислении раствора.

Опыт 6. Разложение нитрата меди. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. Нагреть в пробирке несколько кристалликов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Наблюдать изменение цвета взятой соли и выделение газов. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди. Составить схему перехода электронов.

Опыт 7. Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ

а) *Восстановление дихромата калия спиртом.* В пробирку с раствором дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (5 – 6 капель) внести 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты (плотностью 1,84 г/мл и 4 – 5 капель этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Отметить изменение цвета раствора

и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду. Написать уравнение реакции, используя ионно-электронный метод расстановки коэффициентов.

б) *Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой.* Внести в пробирку по 5 – 6 капель раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и раствора хлороводородной кислоты. Подогреть раствор до $70 - 80\text{ }^\circ\text{C}$, опустив пробирку на 4 – 5 мин в стакан с горячей водой. Вынуть пробирку и прибавить несколько капель раствора перманганата калия, встряхивая раствор после добавления каждой капли. Наблюдать обесцвечивание перманганата калия, обусловленное восстановлением его до марганца (II), а также выделение диоксида углерода, до которого окисляется щавелевая кислота. Написать уравнение реакции.

6.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Как расшифровывается ОВР и СО? Что это такое?
2. Опишите последовательность действий для уравнивания химических реакций методом электронного баланса.
3. Определите СО у атома каждого элемента в следующих соединениях: H_2SO_4 ; KMnO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Cl_2O_3 ; HClO .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7 КОРРОЗИЯ. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

7.1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучить механизмы протекания коррозионных процессов, их виды, основные причины возникновения; ознакомиться с методами борьбы с коррозией.

7.2. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

В общем случае *коррозией* называется процесс самопроизвольного разрушения металла под воздействием каких-либо внешних факторов. По причине возникновения коррозионные процессы разделяются на химические, электрохимические, водородные и кислородные. Также существуют классификации по условиям протекания (газовая, жидкостная, подземная, атмосферная и т.д.) и по характеру разрушения металлов (сплошная, структурно-избирательная, местная и т.д.).

Химическая коррозия возникает при взаимодействии металла с агрессивными химическими средами, например со щелочами и кислотами. *Электрохимическая* подразумевает образование множества микрогальванопар на поверхности металла в результате его взаимодействия с химически агрессивной средой. Протекание таких

процессов схоже по своей специфике с принципом работы гальванического элемента.

Гальванический элемент – это устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительных процессов преобразуется в электрическую энергию. Принцип действия основан на возникновении тока заряженных частиц между двумя электродами, опущенными в некоторый электролит. Схема гальванического элемента составляется по следующему алгоритму: слева располагается электрод, имеющий более отрицательный электродный потенциал, справа – электрод, имеющий более положительное значение потенциала, по краям цепей записываются металлы (материал электрода). Если между растворами находится солевой мостик, то растворы обоих электродов отделяются двумя сплошными линиями. Например, $(-) \text{Mg} | \text{Mg}^{2+} | | \text{Zn}^{2+} | \text{Zn} (+)$.

Водородная и кислородная коррозии представляют собой негативное влияние данных элементов на металлы, приводящее к разрушению последних.

Среди основных методов борьбы с коррозией можно выделить нанесение защитных покрытий, легирование металлов и сплавов, использование ингибиторов коррозии.

7.3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Окисление металлов ионами других металлов. В 5 пробирок налить по 3 - 4 капли растворов AlCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 . Опустить по кусочку цинка. На основании наблюдаемых явлений установить, какие металлы вытесняет цинк из растворов их солей. Повторить опыт с новыми растворами прежних солей, опустив в них хорошо очищенные медные проволочки. Записать молекулярные и электронные виды уравнений протекающих реакций. Указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 2. Влияние образования гальванической пары на скорость растворения металла в кислоте. Налить 3 - 4 капли раствора серной кислоты и опустить в нее кусочек цинка. Выделение водорода происходит очень медленно. Этот процесс можно ускорить прикосновением к металлу медной проволочки. Пользуясь рядом напряжений металлов, написать и сравнить потенциалы меди и цинка. Какой из металлов будет анодом, какой - катодом? Составить схему гальванического элемента. Написать электронные уравнения реакций, идущих на аноде и катоде. Заменить медную проволочку алюминиевой. Какой металл теперь является анодом? У поверхности какого металла теперь выделяется водород? Составить схему гальванического элемента. Написать электронные уравнения

электродных процессов.

Опыт 3. Образование микрогальванопар. Поместить кусочек гранулированного цинка в пробирку и налить 5 – 10 капель раствора серной кислоты. Зафиксировать медленное выделение водорода. Налить в пробирку несколько капель раствора сульфата меди. Что наблюдается? Объяснить результат опыта.

Опыт 4. Защитные свойства металлических покрытий. В две пробирки налить по 4 - 5 капель разбавленной серной кислоты. В одну опустить полоску луженого (покрытого оловом) железа, в другую - полоску оцинкованного железа. Какой металл будет разрушаться в том и другом случае? Сравнить величины стандартных электродных потенциалов железа и олова, железа и цинка. Определить, какой из металлов в каждой паре является более активным. Определить вид покрытия. Составить схемы коррозии оцинкованного и луженого железа в кислой среде, электронные уравнения реакций, происходящих на аноде и катоде. Каков состав продуктов коррозии?

В обе пробирки с луженым и оцинкованным железом добавить гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Через некоторое время раствор, находящийся на поверхности одной из пластинок, вследствие образования гексацианоферрата (III) железа окрасится в синий цвет. Процесс протекает по схеме: $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. На что указывает синее окрашивание? Почему оно не образуется в другой пробирке?

Опыт 5. Протекторная защита металла. В две пробирки налить (1/2 объёма) раствор уксусной кислоты и добавить в каждую несколько капель раствора иодида калия. В одну пробирку поместить полоску свинца, в другую – такую же полоску свинца, но в контакте с цинком. В какой из пробирок быстрее появится желтое окрашивание? Объяснить наблюдаемые явления. Записать уравнения анодного и катодного процессов и привести схемы коррозионных элементов.

Опыт 6. Активирующее действие ионов хлора. В две пробирки налить по 2 мл раствора сульфата меди и по 0,5 мл раствора серной кислоты. В одну из пробирок добавить 1 мл воды, в другую – 1 мл раствора хлорида натрия. Затем в обе пробирки поместить алюминиевую проволоку. Установить, в какой из пробирок интенсивнее выделяется газ. Записать уравнения анодного, катодного и суммарного процессов, привести схему коррозионного элемента. Объяснить механизм влияния ионов хлора на скорость реакции.

Опыт 7. Действие ингибитора на коррозию цинка. В две пробирки внести по 5 – 7 капель раствора соляной кислоты и по кусочку цинка равного размера. Когда выделение водорода станет достаточно интенсивным, добавить в одну из пробирок ингибитор. Как изменилась интенсивность выделения водорода?

Опыт 8. Легирование металла. В две пробирки налить по 3 – 5 капель воды, добавить по 2 капли раствора H_2SO_4 и по 2 – 4 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну пробирку поместить зачищенную наждачной бумагой и промытую проточной водой стальную пластинку, во вторую - незачищенную пластинку из нержавеющей стали. Отметить изменение цвета раствора через 5 мин и количество выделяющихся пузырьков газа в единицу времени. Объяснить наблюдения, записать уравнения анодных и катодных процессов, предварительно рассчитав их потенциалы (рН раствора 1, активность ионов железа 10⁻³ моль/л). Привести схему коррозионного процесса. Объяснить причину различного поведения пластинок в растворе кислоты.

7.4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое коррозия? Приведите примеры коррозионных процессов.
2. Методы борьбы с коррозией.
3. В чем отличие электрохимической коррозии от химической?
4. Составьте схему гальванического элемента, ЭДС которого не превышает одного вольта.
5. Предложите металл, который может выступать защитным покрытием для цинка.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н. В. Общая химия : учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2008. – 557 с.
2. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. Н. Павлов. — 3-е изд., испр., доп. — СПб.: Лань, 2011. — 496 с.
3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – СПб.: Лань, 2020. – 744 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа № 1	
ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И СВОЙСТВА ИХ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ	1
Лабораторная работа № 2	
КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	4
Лабораторная работа № 3	
КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	10
Лабораторная работа № 4	
РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	14
Лабораторная работа № 5	
ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	20
Лабораторная работа № 6	
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ	24
Лабораторная работа № 7	
КОРРОЗИЯ. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ	28
Библиографический список	31