

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ЛУГАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ВЛАДИМИРА ДАЛЯ»

Стахановский инженерно-педагогический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования «Луганский государственный университет имени
Владимира Даля»

Кафедра общинженерных дисциплин

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по дисциплине

«ХИМИЯ»

к лабораторным работам

для студентов направления подготовки

Профессиональное обучение (по отраслям),

профили: «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом».

*Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом
ФГБОУ ВО «ЛГУ им. В. Даля»
(протокол № от . .2023 г.)*

Методические указания по дисциплине «**Химия**» для студентов направления подготовки **Профессиональное обучение (по отраслям)**, профили: «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом». / Сост.: Р.Г. Чернышева. – 2-е изд., перераб. и доп. – **Стаханов**: ФГБОУ ВО «ЛГУ им. В. Даля», 2023. – 56 с.

Содержание изложенного в методических указаниях материала соответствует рабочей программе дисциплины «Химия». Методические указания содержат 10 лабораторных работ, описание которых сопровождается краткими теоретическими сведениями. В каждой теме приведены контрольные вопросы и список рекомендованной литературы.

Предназначены для студентов профилей «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом».

Составитель: ст. преп. Чернышева Р.Г.

Ответственный за выпуск: доц. Сафонов В.И.

Рецензент: доц. Петров А.Г.

СОДЕРЖАНИЕ

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ.....	5
Порядок выполнения лабораторных работ	5
ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ	6
1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ.....	7
Лабораторная работа № 1 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	11
Контрольные вопросы	12
Список рекомендуемой литературы	13
2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТОВ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ	13
Лабораторная работа № 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА ПО ОБЪЕМУ ВЫТЭСНЕННОГО ВОДОРОДА.....	14
Контрольные вопросы и задачи	16
Список рекомендуемой литературы	16
3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И	16
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА.....	16
Лабораторная работа № 3 ИЗМЕНЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПРЕДЕЛАХ 3-ГО ПЕРИОДА	18
Контрольные вопросы	19
Список рекомендуемой литературы	20
4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	20
Лабораторная работа № 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	22
Контрольные вопросы и задачи	24
Список рекомендуемой литературы	24
5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ	24
Лабораторная работа № 5 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ	26
Контрольные вопросы и задачи	27
Список рекомендуемой литературы	27
6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	27
Лабораторная работа № 6 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....	30
Контрольные вопросы	32
Список рекомендуемой литературы	32
7. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	32
Лабораторная работа 7 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	35
Контрольные вопросы	36
Список рекомендуемой литературы	36
8. ОКИСЛИТЕЛЬНО–ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	37
Лабораторная работа № 8 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	38
Контрольные вопросы	39
Список рекомендуемой литературы	40
9. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ	40
Лабораторная работа № 9 ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ.....	43

Контрольные вопросы	45
Список рекомендуемой литературы.....	45
10. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	45
Лабораторная работа № 10 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	47
Контрольные вопросы	49
Список рекомендуемой литературы.....	49
ПОКАЗАТЕЛИ, КРИТЕРИИ И ОЦЕНИВАНИЕ РАБОТЫ СТУДЕНТА НА ЛАБОРАТОРНОМ ЗАНЯТИИ ПО ХИМИИ	49
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	50
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	52

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Лабораторные занятия являются частью обучения программному материалу по курсу химии, способствуют более глубокому его изучению и закреплению.

Самостоятельное и осознанное проведение эксперимента помогает студенту глубже осмыслить изучаемые вопросы, развивает навыки мышления химическими категориями, прививает элементы техники химического эксперимента, а также приемы научно-исследовательского характера. Получаемые на лабораторных занятиях сведения, умения и навыки служат фундаментом при изучении последующих учебных дисциплин, опирающихся на знания свойств различных материалов и их поведение.

Основной задачей данных методических указаний, отвечающих специфике преподавания общей химии студентам дневной и заочной форм обучения нехимических специальностей, является обучение студентов основным приемам экспериментальной работы, умению наблюдать и анализировать химические явления. С этой целью широко используются вопросы по ходу выполнения опытов, а также указания по записи результатов опытов.

Каждая тема лабораторных занятий содержит не только описание опытов, но и теоретическое введение. Для более основательного изучения материала указывается список рекомендуемой литературы.

Для самостоятельной работы студентов даны контрольные вопросы и задачи.

Порядок выполнения лабораторных работ

Работе в лаборатории должно предшествовать ознакомление студента с темой занятия. Используются для этих целей методические указания, учебник и конспект лекций. В лабораторную тетрадь следует записать методику и технику проведения предлагаемых опытов.

Только четко понимая суть и технику проведения эксперимента, необходимо приступить к его выполнению.

После окончания опыта все наблюдения и результаты надо занести в тетрадь для лабораторных работ. Записи в тетради должны включать: уравнения реакций, краткое описание течения процесса, условия проведения опытов, результаты наблюдений (выпадение или растворение осадков, изменение цвета, выделение газа и пр.), выводы и ответы на вопросы, содержащиеся в описании опыта, рисунки, расчеты. Необходимо выполнять все указания по оформлению работы.

Оформление каждой лабораторной работы рекомендуется начинать с новой страницы с указанием даты и наименования темы.

Лабораторная работа считается выполненной при соблюдении следующих указаний: а) предварительной подготовке к работе; б) тщательного проведения опытов; в) внесения в тетрадь наблюдений, выводов; г) защиты лабораторной работы. На защите студент должен уметь объяснить любой опыт или расчет, ответить на тестовые задания по теме лабораторной работы и вопросы преподавателя.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

При работе в лаборатории необходимо соблюдать следующие правила:

1. В лаборатории запрещается принимать пищу, курить, включать рубильники и приборы, не относящиеся к данной работе.
2. Рабочее место надо содержать в чистоте, не загромождая его предметами, не относящимися к данной работе. Реактивы, пролитые или рассыпанные на столе или на полу, следует тотчас же убрать и нейтрализовать.
3. Методические указания, рабочие тетради следует оберегать от попадания на них воды и химических реактивов.
4. Точно и неуклонно выполнять предписания методических указаний. Какие-либо отступления от них (в исключительных случаях) допускаются лишь после согласования с преподавателем.
5. Перед проведением опыта прочитать соответствующее описание, подготовить все, что требуется для проведения опыта, выяснить все непонятные вопросы и только после этого приступать к выполнению работы.
6. Соблюдать все необходимые меры предосторожности, указанные в инструкции по технике безопасности и в методических указаниях.
7. Беря вещество для опыта, внимательно читать надпись на склянке, а при малейшем сомнении наводить справку.
8. Все склянки с растворами держать закрытыми. Закрывая склянки, не путать пробки, так как в этом случае реактивы загрязняются.
9. Не уносить реактивы общего пользования на свои рабочие места.
10. Сухие реактивы брать чистым шпателем или специальной ложечкой.
11. Экономно расходовать химические реактивы.
12. Взятые в избытке или просыпанные реактивы ни в коем случае нельзя выливать или сыпать обратно в склянки, из которых они взяты.
13. Исползованные реактивы не выливать (не высыпать) в раковины, а сливать в специально предназначенные для этого стаканы. Не бросать в раковины бумагу, битое стекло, остатки металлов и т.д. Для этого следует пользоваться мусорными ящиками.
14. Остатки растворов, содержащие серебро, ртуть выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах.
15. Все опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ, а также вредных паров и газов, следует проводить в вытяжном шкафу с включенной вентиляцией.
16. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от огня в вытяжном шкафу.
17. Не пробовать на вкус никакие химические вещества.
18. При нагревании растворов в пробирке необходимо пользоваться держателем и следить за тем, чтобы отверстие ее было направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и соседей.
19. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью.
20. Нюхать при необходимости вещества следует с осторожностью, не наклоняясь над пробиркой и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газы легким движением руки.

21. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать осторожно, небольшими порциями КИСЛОТУ в воду, а не наоборот.

22. После работы в лаборатории нужно вымыть руки, так как значительная часть веществ, с которыми приходится соприкасаться, ядовита.

Оказание первой помощи

1. При попадании на кожу концентрированных кислот немедленно промыть обожженное место большим количеством воды, затем 2% раствором соды NaHCO_3 , после чего наложить повязку, смоченную 1...2% раствором перманганата калия. При сильных ожогах следует после оказания первой помощи обратиться к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, а затем нейтрализовать 2% раствором уксусной кислоты.

3. При попадании кислоты, щелочи или какого-либо другого реактива в глаза следует их промыть обильным количеством воды комнатной температуры, после чего немедленно обратиться к врачу.

4. При ожогах горячими предметами (металлами, стеклом) обожженное место многократно смачивают раствором перманганата калия и спиртом а затем смазывают мазью от ожогов.

5. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода немедленно вывести пострадавшего на воздух, а затем направить к врачу.

6. При воспламенении горючей жидкости на одежде работающего необходимо немедленно погасить пламя на пострадавшем, завернув его в шерстяное одеяло, которое находится в лаборатории на постоянном месте.

7. При возникновении небольших очагов пожара пользоваться песком, который находится в лабораториях в ящике, а при необходимости – огнетушителем.

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Всего на нашей планете обнаружено и искусственно получено 126 химических элементов. Элементы делятся на металлы и неметаллы.

Элементы образуют простые и сложные вещества. Простые вещества состоят из одного элемента, например, кислород, водород, фосфор, цинк. Сложные вещества – из двух и более элементов. Например, вода, сульфат меди. Молекула воды образована из элементов водорода и кислорода, сульфат меди – из элементов меди, серы и кислорода.

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды (основания), кислоты и соли.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Номенклатура оксидов

Название оксида состоит из названия элемента с добавлением слова «оксид». Например, MgO – магний оксид, Al_2O_3 – алюминий оксид. Если элемент проявляет переменную валентность, то после названия элемента в скобках указывается его валентность. Например, CuO – купрум (II) оксид,

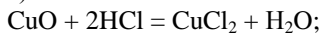
Cu_2O – купрум (I), NO – азот (II) оксид, N_2O_5 – азот (V) оксид.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные): NO , N_2O , SiO , CO .

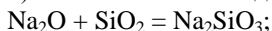
Все солеобразующие оксиды делятся на три основные группы: основные, кислотные и амфотерные.

Основными оксидами называются оксиды металлов, гидроксиды которых проявляют только основные свойства (MgO , K_2O , CuO , MnO , FeO и др.). Основные оксиды взаимодействуют:

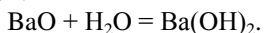
а) с кислотами:



б) с кислотными оксидами:



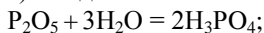
в) оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой:



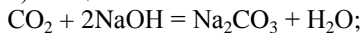
Кислотными оксидами называются оксиды неметаллов, гидроксиды которых проявляют только кислотные свойства. К кислотным оксидам относятся также оксиды некоторых металлов с высокой валентностью. Например: Mn_2O_7 , CrO_3 .

Кислотные оксиды взаимодействуют:

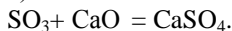
а) с водой:



б) со щелочами:



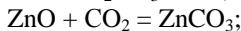
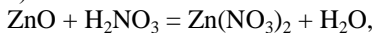
в) с основными оксидами:



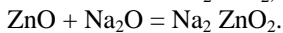
Амфотерными оксидами называются оксиды, гидроксиды которых проявляют основные и кислотные свойства. К амфотерным оксидам относятся оксиды: цинка ZnO , алюминия Al_2O_3 , хрома Cr_2O_3 , свинца PbO , олова SnO , бериллия BeO , железа Fe_2O_3 и др.

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

а) с кислотами и кислотными оксидами:



б) со щелочами и основными оксидами:



Гидроксиды (основания) – сложные вещества, состоящие из иона металла и соединенных с ним одной или нескольких гидроксогрупп OH .

Номенклатура оснований

Название основания состоит из названия металла с добавлением слова «гидроксид». Если металл проявляет переменную валентность, то после названия металла в скобочках указывается его валентность. Например, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – магний гидроксид, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – купрум (II) гидроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – феррум (III) гидроксид.

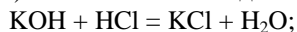
По числу гидроксильных групп в молекуле определяется **кислотность основания**: однокислотные содержат одну гидроксогруппу (NaOH);

двухкислотные – две гидроксогруппы ($Zn(OH)_2$); трехкислотные – три гидроксогруппы ($Ni(OH)_3$).

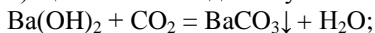
Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов являются щелочами: $NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$. Гидроксиды других металлов являются слабыми основаниями или амфотерными соединениями.

Химические свойства оснований

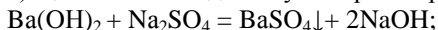
а) Основания взаимодействуют с кислотами:



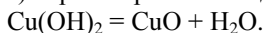
б) щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами:



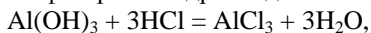
в) щелочи взаимодействуют с растворами солей:



г) нерастворимые в воде основания разлагаются при нагревании



Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами и щелочами:



Кислоты – сложные вещества, содержащие один или несколько атомов водорода, способных замещаться атомами металлов с образованием соли.

По содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты делятся на:

бескислородные, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HCl , HBr , HCN , H_2S и др.;

кислородсодержащие (оксокислоты), молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и др..

Число атомов водорода в молекуле кислоты определяет **основность** кислоты. По основности кислоты делятся на:

одноосновные – HCl , HBr , HNO_3 ;

двухосновные – H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 ;

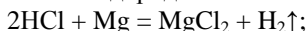
трехосновные – H_3PO_4 , H_3BO_3 и др.

Названия кислот и кислотных остатков:

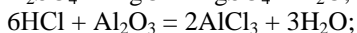
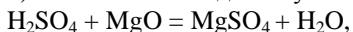
Формула	Названия кислоты	Названия кислотных остатков
HCl	хлоридная кислота (соляная)	хлорид
HI	йодидная (иодоводородная)	йодид
HBr	бромидная (бромоводородная)	бромид
HNO_3	нитратная (азотная)	нитрат
HNO_2	нитритная (нитритная)	нитрит
H_2SO_4	сульфатная (серная)	сульфат
H_2SO_3	Сульфитная (сернистая)	сульфит
H_2S	сульфидная (сероводородная)	сульфид
H_2CO_3	карбонатная (угольная)	карбонат
H_2SiO_3	Силикатная (кремниевая)	силикат
H_3PO_4	Фосфатная (фосфорная)	фосфат

Химические свойства кислот

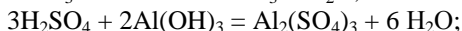
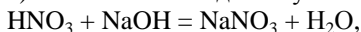
а) Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла. Металлы, находящиеся в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислоты. Например:



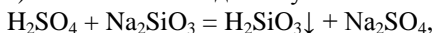
б) кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



в) кислоты взаимодействуют с основаниями:



г) кислоты взаимодействуют с солями:



Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксидных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

Соли делятся на три типа: нормальные (средние), кислые и основные.

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, а гидроксогрупп основания кислотными остатками. Например: сульфат натрия Na_2SO_4 , нитрат железа (II) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

Кислые соли являются продуктами неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла. Например: гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , дигидрофосфат калия KH_2PO_4 .

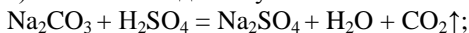
Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например: гидроксохлорид магния MgOHCl , дигидроксонитрат железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Номенклатура солей

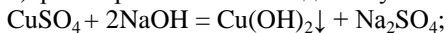
Название соли определяется по кислотному остатку: название металла + название кислотного остатка. Если металл проявляет переменную валентность, в скобках указывается валентность, например, CuCl_2 – купрум(II) хлорид, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ – цинк нитрат. В названиях кислых солей к кислотному остатку добавляется приставка «гидро», а основных – «гидроксо», например, NaHSO_3 – натрий гидросульфит, KH_2PO_4 – калий дигидрофосфат, FeOHSO_4 – феррум(III) гидрокосульфат.

Химические свойства солей

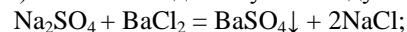
а) Соли взаимодействуют с кислотами:



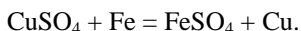
б) растворы солей взаимодействуют со щелочами:



в) соли взаимодействуют между собой:



г) соли взаимодействуют с металлами. Данный металл может вытеснить из раствора соли только менее активный металл.



Лабораторная работа № 1 **ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Цель работы – практическое ознакомление со свойствами оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

Задача – опытным путем определить свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Постановка задачи – освоить основные приемы выполнения химических экспериментов, умение наблюдать и анализировать происходящие явления. Выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Оксиды.

Опыт 1. Получение оксидов.

а) В сухую пробирку поместить небольшое количество гидроксокарбоната меди $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Пробирку закрепить в держателе или штативе в слегка наклонном положении. Нагреть в пламени горелки до изменения цвета исследуемого вещества. При нагревании отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и соседей. Какой цвет имеет полученное вещество? Что наблюдаете на стенках пробирки? Написать уравнение реакции и наблюдения. Полученный оксид меди сохранить для следующего опыта.

б) Опыт выполнять в вытяжном шкафу. Поместить в металлическую ложечку немного серы, внести в пламя горелки и нагревать до расплавления, отметить цвет пламени. Горящую серу опустить в цилиндр с небольшим количеством воды, закрепив ложечку над водой, цилиндр закрыть стеклом. После окончания горения серы ложечку достать, а содержимое цилиндра взболтать. Написать уравнение реакции и наблюдения. Раствор сохранить.

Опыт 2. Свойства оксидов.

а) Отношение основных оксидов к кислотам.

К полученному в опыте 1а оксиду меди прилить 2...3 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции и наблюдения.

б) Отношение кислотных оксидов к воде и растворам щелочей.

Исходя из опыта 1б, объяснить, что образуется при растворении диоксида серы в воде. Испытать раствор лакмусом, добавив в цилиндр индикатор. В какой цвет окрасился раствор? Написать уравнение реакции взаимодействия диоксида серы с водой и наблюдения.

К 2...3 мл полученного раствора прилить 2...3 мл раствора щелочи NaOH . Что наблюдаете? Написать уравнение реакции и наблюдения.

Гидроксиды (основания).

Опыт 3. Получение и свойства оснований.

а) Получение нерастворимых гидроксидов.

В две пробирки налить по 2...3 мл растворов: CuSO_4 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. К

растворам солей прилить каплями раствор NaOH. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций и наблюдения. Осадки сохранить для следующего опыта.

б) Отношение гидроксидов к кислотам и щелочам.

Полученные в опыте 3а осадки разделить на две части. К одной из них прилить раствор соляной кислоты, а к другой – раствор NaOH. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции и наблюдения. Сделать выводы.

Кислоты.

Опыт 4. Свойства кислот.

а) Взаимодействие кислот с гидроксидами.

Налить в пробирку 2...3 мл раствора гидроксида натрия, добавить 1...2 капли фенолфталеина. В какой цвет окрасился раствор? Прилить по каплям раствор хлоридной кислоты. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции и наблюдения.

б) Отношение кислот к металлам.

В две пробирки налить по 1...2 мл раствора хлоридной кислоты HCl. В одну пробирку опустить кусочек меди, а в другую – цинка. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций и наблюдения.

в) Отношение кислот к солям.

Насыпать в пробирку небольшое количество соды Na_2CO_3 . Прилить 1...2 мл хлоридной (соляной) кислоты. Написать уравнение реакции и наблюдения.

Соли.

Опыт 5. Свойства солей.

а) Отношение солей к щелочам.

Налить в пробирку 1...2 мл раствора MgSO_4 . К раствору прилить по каплям раствор щелочи NaOH. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

б) Отношение солей к солям.

К 1...2 мл раствора Na_2SO_4 прилить такой же объем раствора хлорида бария BaCl_2 . Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

в) Отношение солей к металлам.

Налить в пробирку 2...3 мл раствора CuSO_4 . Опустить в раствор железный стержень, предварительно очищенный наждачной бумагой, на 5...7 мин. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

г) Отношение солей к кислотам.

Опыт выполняется в вытяжном шкафу. Насыпать в сухую пробирку немного кристаллического хлорида натрия. Прилить 1...2 мл концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

Контрольные вопросы

1. Как классифицируются оксиды? Приведите примеры. Подтвердите их химическими уравнениями.

2. Написать формулы высших оксидов элементов: C, P, S, Cr, Mn.

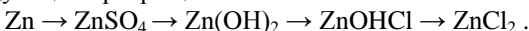
3. Указать главные отличительные признаки основных, кислотных и амфотерных оксидов.

4. С какими веществами вступит в реакцию сульфатная кислота: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Zn, HCl? Написать уравнения реакций.

5. Назовите соли: NaCl, AlBr₃, Na₂SO₄, KHSO₃, K₂CO₃, MgOHCl, ZnS.

6. Написать графические формулы веществ: Na₂O, CO₂, Al(OH)₃, H₂SO₃, Cu(NO₃)₂.

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. Напишите формулы следующих соединений: сульфата хрома (III), купрум(I) оксида, карбонатной кислоты, хлорида калия, феррум(III) гидроксида, натрия дигидрофосфата, нитрата цинка.

9. К какому классу неорганических соединений относятся вещества: Na₂SiO₃, CaI₂, P₂O₅, Ni(OH)₂, MgOHCl, H₃PO₄, KHS?

Список рекомендуемой литературы

а) основная: [1] с. 37-43

в) методическая: [1] с. 10-16; [4] с. 15-18; [5] с. 15-19

2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТОВ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Элементы, входящие в состав химических соединений, находятся между собой в определенных и постоянных весовых отношениях (закон постоянства состава). Эти отношения соответствуют их эквивалентам.

Эквивалентом называется весовое количество элемента, способное соединиться с 1 молем атомов водорода или же замещать это количество водорода в их соединениях.

Масса одного эквивалента элемента (г/моль) называется его эквивалентной массой. Эквивалент химического элемента можно вычислить делением его атомного веса на валентность:

$$\mathcal{E} = A / V$$

По этой формуле определяется теоретическое значение эквивалента 'элемента. Например, $\mathcal{E}(\text{Al}) = 27 / 3 = 9$; $\mathcal{E}(\text{Zn}) = 65,4 / 2 = 32,7$.

Эквивалент одного и того же элемента может иметь различные значения. Это объясняется тем, что многие элементы образуют по несколько соединений друг с другом. Например, N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅.

Понятие об эквивалентах распространяется и на сложные вещества.

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с 1 эквивалентом водорода или с 1 эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалентные массы сложных веществ вычисляются по формулам:

$$\mathcal{E}_{\text{ОКСИДА}} = \frac{M_{\text{ОКСИДА}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{КИСЛОТЫ}} = \frac{M_{\text{КИСЛОТЫ}}}{\text{Основность кислоты}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{ОСНОВАНИЯ}} = \frac{M_{\text{ОСНОВАНИЯ}}}{\text{Кислотность основания}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{СОЛИ}} = \frac{M_{\text{СОЛИ}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}.$$

С введением в химию понятия эквивалент в 1803 году был сформулирован закон эквивалентов:

Химические элементы взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Для решения задач удобнее пользоваться другой формулировкой:

Массы (объемы), реагирующих друг с другом веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентным объемам).

Этот закон может быть выражен соотношением:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2},$$

где $\mathcal{E}_1, \mathcal{E}_2$ – эквиваленты веществ;

m_1, m_2 – массы реагирующих веществ.

Если в результате реакции выделяется газообразное вещество, то формула приобретает вид:

$$\frac{m}{V} = \frac{\mathcal{E}}{V_{\mathcal{E}}},$$

где V – объем выделившегося газа;

$V_{\mathcal{E}}$ – эквивалентный объем этого газа.

Эквивалентный объем любого газа можно вычислить по формуле:

$$V_{\mathcal{E}} = \frac{V_M \cdot \mathcal{E}}{M}.$$

Так как молярная масса эквивалента водорода равна 1 г/моль, то эквивалентный объем (объем молярной массы эквивалента водорода (у.н.):

$$V_{\mathcal{E}}(\text{H}_2) = \frac{22,4 \cdot 1}{2} = 11,2 \text{ л/моль} - \text{эквивалентный объем водорода.}$$

Объем молярной массы эквивалента кислорода:

$$V_{\mathcal{E}}(\text{O}_2) = \frac{22,4 \cdot 8}{32} = 5,6 \text{ л/моль} - \text{эквивалентный объем кислорода.}$$

объем газа, л/моль

Лабораторная работа № 2 **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА** **ПО ОБЪЕМУ ВЫТЭСНЕННОГО ВОДОРОДА**

Цель работы – ознакомление с методом определения эквивалента элемента. Метод основан на реакции растворения металла в избытке кислоты и измерении объема выделившегося водорода.

Задача – определить эквивалент цинка, используя закон эквивалентов.

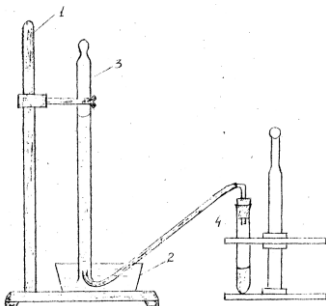
Постановка задачи – освоить методику взвешивания на техно-химических весах, взвесить необходимое количество цинка, собрать прибор для сбора выделившегося водорода. Привести объем водорода к нормальным условиям. Вычислить опытный эквивалент цинка и сравнить его с теоретическим.

Порядок выполнения работы

Для определения эквивалента металла необходимо собрать прибор, состоящий из бюретки 3, штатива 1, кристаллизатора с водой 2, пробирки с газоотводной трубкой 4 (см. рисунок).

Заполнить водой бюретку, закрыть отверстие бюретки пальцем, опустить ее в кристаллизатор с водой на глубину 1...2 см. Закрепить бюретку вертикально в штативе. Газоотводную трубку подвести под водой внутри бюретки на 1...2 см (осторожно, не впустить воздух в бюретку).

Взвесить на теххимических весах кусочек цинка массой 0,05...0,06 г. В пробирку налить 1...2 мл хлоридной кислоты. Кусочек металла опустить в пробирку и быстро закрыть пробкой с газоотводной трубкой, соединенной с бюреткой.



Записать условия проведения эксперимента в лаборатории (давление, температуру и парциальное давление водяных паров при данной температуре).

Оформление результатов опыта

Металл реагирует с кислотой по уравнению: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

Выделяющийся водород поступает по газоотводной трубке, вытесняет воду и собирается в верхней части бюретки, следовательно, содержит водяной пар. Общее давление газа в бюретке, равное атмосферному, состоит из давления водорода и давления водяного пара. Измерение объема выделившегося водорода проходит при условиях, отличных от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям можно пользоваться уравнением, которое объединяет газовые законы Бойля – Мариотта и Гей-Люссака $PV/T = P_0V_0/T_0$.

Здесь V – объем газа при давлении P и температуре T ($T = t^\circ + T_0$); V_0 – объем газа при нормальном давлении P_0 (101,325 кПа или 760 мм рт. ст.) и температуре T_0 (273 К). Давление водорода в бюретке P равно разности между атмосферным давлением $P_{\text{атм.}}$ и давлением водяных паров h при температуре проведения эксперимента. Объем выделившегося водорода определяем по бюретке.

1. Из формулы Бойля – Мариотта и Гей-Люссака вычислить объем водорода при нормальных условиях по формуле:

где V_0 – объем водорода при нормальных условиях (н.у.);

V – объем выделившегося водорода при условиях опыта;

$P_{\text{атм.}}$ – атмосферное давление в момент опыта;

t° – температура в момент опыта.

$T = t^\circ + 273$ – абсолютная температура;

- h – давление водяных паров при данной температуре;
 2. Вычислить опытный эквивалент цинка согласно закону эквивалентов:

где $\mathcal{E}(\text{Me})$ – эквивалент исследуемого металла;
 $m(\text{Me})$ – масса образца металла;
 $V_0(\text{H}_2)$ – объем выделившегося водорода при (н.у.);
 $V-\mathcal{E}(\text{H}_2)$ – объем эквивалента водорода - 11200 мл (н.у.)

3. Вычислить теоретический эквивалент цинка по формуле: $\mathcal{E} = A / V$
 4. Сравнить опытный эквивалент цинка с теоретическим и вычислить процент ошибки опыта по формуле:

Величины парциального давления водяного пара при различных температурах:

t°С	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27
h	13,6	14,5	15,5	16,5	17,5	18,6	19,8	21,1	22,4	23,8	25,2	26,7

Контрольные вопросы и задачи

- Какая существует зависимость между атомной массой элемента, его эквивалентом и валентностью?
- Найти эквиваленты металлов в соединениях: Al_2O_3 , MgO , KOH , Na_2O , CuSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- Найти эквиваленты неметаллов в соединениях: H_2S , P_2O_5 , NH_3 , HNO_3 , Cl_2O_7 , HBr .
- Эквивалент металла равен 23. Сколько граммов металла надо взять для выделения 5,6 л водорода (н.у.) из кислоты?
- Определите эквивалент алюминия, если при сгорании 4,5 г его образуется 8,5 г оксида.
- Оксид азота содержит 25,93% азота и 74,07% кислорода. Определить эквивалент азота.
- Определите эквиваленты сложных соединений: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, N_2O_5 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CaO , H_2SO_4 .

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 46-51, 83-98;
 в) методическая: [1] с. 5-8; [4] с. 23-27; [5] с. 26-30.

3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

На основе периодического закона Д.И. Менделеев разработал классификацию химических элементов. Ряды элементов, в которых

периодически последовательно изменяются свойства элементов от металлических до неметаллических, были названы периодами и расположены они горизонтально один под другим так, чтобы элементы, сходные по свойствам и проявляющие одинаковую степень окисления (валентность), находились друг под другом.

При этом получились и вертикальные колонки элементов, сходных по свойствам, которые были названы группами.

Каждый элемент в этой таблице имеет порядковый номер. Этот номер численно совпадает с положительным зарядом ядра атома (закон Мозли), т.е. с количеством протонов, входящих в состав ядра атома данного элемента. А так как атом электронейтрален, то порядковый номер одновременно показывает число электронов вокруг ядра.

В пределах периода слева направо ослабевают металлические свойства и усиливаются неметаллические. Это объясняется тем, что радиусы атомов в периоде слева направо, уменьшаются, а количество электронов по мере нарастания зарядов атомов увеличивается. Вследствие этого прочность связи электронов с ядром увеличивается, неметаллические свойства усиливаются, что характерно для неметаллов. В начале периодов расположены элементы, валентные электроны которых связаны с ядром слабо. Поэтому при химических реакциях эти электроны легко теряются, что характерно для металлов.

С увеличением номера периода растет число электронных слоев, которое равно номеру периода.

Максимальное число электронов данного уровня:

$$N = 2n^2, \text{ где}$$

N – максимальное число электронов в данном слое;

n – номер периода.

Так, у элементов первого периода может быть только 2 электрона, заполняется первый уровень s - подуровень – $1s^2$, во втором периоде заполняются $1s^2$ и $2p^6$ - подуровни, количество электронов 8 и т.д.

В четном ряду больших периодов с ростом заряда ядра количество электронов во внешнем слое, начиная с III группы, не увеличивается, так как идет заполнение электронами предыдущего слоя d -подуровня. Этим объясняется то, что в четных рядах химические свойства элементов изменяются незначительно.

В нечетных же рядах больших периодов заполняются внешние электронные слои s - и p -подуровней. На внешнем слое количество электронов возрастает от 1 до 8, т.е. так же, как и в малых периодах.

Группой называют вертикальный ряд сходных по своим свойствам элементов. Главные подгруппы I и II групп состоят из s -элементов, III-VIII групп из p -элементов. Побочные подгруппы состоят из d -элементов, и они имеются только в больших периодах (4-7).

В главных подгруппах сверху вниз с увеличением заряда ядер усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические. Это объясняется тем, что с увеличением заряда ядер атомов увеличиваются радиусы атомов, внешние электроны у них все более удалены от ядра, они легче отрываются от атома, поэтому и возрастают металлические свойства элементов. Номер группы указывает на число электронов, которые находятся на внешнем

электронном слое атомов элементов главной подгруппы.

Лабораторная работа № 3 **ИЗМЕНЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ** **В ПРЕДЕЛАХ 3-ГО ПЕРИОДА**

Цель работы – практическое изучение изменения химических свойств элементов в пределах периода.

Задача – научиться определять свойства элементов по их расположению в периодической системе элементов.

Постановка задачи – выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Натрий.

а) Взаимодействие металлического натрия с водой. Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Налить в кристаллизатор до половины объема дистиллированной воды. Достать пинцетом из банки с керосином натрий, высушить его фильтровальной бумагой и сделать надрез ножом. Обратит внимание на потускнение блестящей металлической поверхности металла. Отрезать маленький кусочек металла и бросить его в кристаллизатор с водой. Наблюдать энергичную реакцию. Какой газ выделяется? После реакции в полученный раствор добавить 2...3 капли фенолфталеина, отметить окраску раствора.

Написать уравнение реакции и наблюдения. Сделать вывод.

Опыт 2. Магний, оксид магния.

а) Отношение магния к воде.

Поместить в пробирку немного порошка металлического магния, прилить 1...2 мл дистиллированной воды. Что наблюдаете? Осторожно нагреть пробирку в пламени горелки, прогревая всю пробирку, а не только доньшко. При нагревании отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и находящихся рядом студентов. Что наблюдаете? Прибавить к полученному раствору 1...2 капли раствора фенолфталеина. На образование какого вещества указывает изменение окраски фенолфталеина?

Написать уравнение реакции и наблюдения. Сделать вывод.

б) Отношение металлического магния к кислотам и щелочам.

Налить в 2 пробирки по 1...2 мл растворов: в одну раствор хлоридной(соляной) кислоты, а в другую – раствор гидроксида натрия, добавить небольшое количество магния в пробирки.

Написать уравнения реакций и наблюдения. Сделать вывод.

в) Химические свойства оксида магния.

В три пробирки насыпать немного порошка оксида магния. Прилить в пробирки по 1...2 мл растворов: в первую – соляной кислоты, во вторую – гидроксида натрия, в третью – воды и 1...2 капли фенолфталеина. Третью пробирку слегка подогреть, соблюдая предосторожность.

Написать уравнение реакции и наблюдения. Сделать вывод.

Опыт 3. Алюминий.

а) Взаимодействие алюминия с кислотой.

Налить в пробирку 1...2 мл разбавленной соляной кислоты. Опустить в пробирку немного стружек алюминия. Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции и наблюдения.

б) Взаимодействие алюминия со щелочами.

Налить в пробирку 1...2 мл раствора гидроксида натрия и насыпать в нее немного алюминиевых стружек. Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции и наблюдения. Сделать вывод.

в) Амфотерность гидроксида алюминия.

Налить в пробирку 2...3 мл раствора соли алюминия $Al_2(SO_4)_3$ и приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования белого студенистого осадка $Al(OH)_3$. Написать уравнение реакции.

Полученный осадок разделить на две пробирки. В одну прилить разбавленной соляной кислоты, а в другую – раствора гидроксида натрия до растворения осадка.

Написать уравнения реакций. Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 4. Фосфорный ангидрид.

а) В пробирку поместить немного фосфорного ангидрида. Прилить 1...2 мл дистиллированной воды. Полученный раствор испытать лакмусом. Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции. Сделать вывод.

Опыт 5. Сера.

а) Получение сернистого газа. Опыт выполняется в вытяжном шкафу.

Поместить в металлическую ложечку немного серы, внести в пламя горелки и нагревать до расплавления. Отметить цвет пламени. В стеклянный цилиндр налить немного дистиллированной воды и опустить ложечку с горячей серой в цилиндр, закрепив ее над водой, закрыть цилиндр стеклом. Что наблюдаете? После окончания горения достать ложечку и встряхивать цилиндр для растворения образовавшегося газа. Прилить в цилиндр раствор лакмуса. Что наблюдаете?

Написать уравнения реакций. Сделать вывод.

Сравнить химические свойства элементов 3-го периода, их оксидов и гидроксидов. Сделать вывод, как изменяются свойства элементов в пределах периода.

Контрольные вопросы

1. Как изменяются химические свойства элементов в периодах? Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах?

2. Как меняются атомные радиусы элементов сверху вниз по подгруппам, слева направо по периоду?

4. Что показывает порядковый номер элемента?

5. Назовите самый активный металл и самый активный неметалл.

6. Какой гидроксид является более сильным основанием КОН или $Mg(OH)_2$.

Ответ мотивируйте.

7. На что указывает номер группы?

8. Какое максимальное количество электронов может находиться на s-, p-, d-

и f-подуровнях.

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 46-51, 83-98;
в) методическая: [1] с. 32-36 [4] с. 23-27; [5] с. 26-30.

4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Учение о скорости и механизме химических реакций называется химической кинетикой. Различают гомогенные реакции, протекающие в гомогенной системе, состоящей из одной фазы, например, смесь газов, растворы солей, кислот и т.п. и гетерогенные реакции, протекающие в гетерогенной системе, состоящей из нескольких фаз, например, лед и вода, раствор и твердое вещество и т.п.

Скорость гомогенной реакции измеряется изменением концентрации реагирующего вещества за единицу времени.

Скорость гетерогенной реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции в единицу времени на единице поверхности раздела фаз.

Важнейшими факторами, влияющими на скорость реакций, являются химическая природа веществ, их концентрация, температура, наличие катализатора.

Скорость химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных соответствующим коэффициентам в уравнении реакции (закон действия масс). В математической форме этот закон для уравнения $mA + nB = qC$ имеет вид:

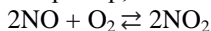
$$v = k[A]^m [B]^n$$

где $[A]$ и $[B]$ – концентрации реагирующих веществ;

m , n и q – коэффициенты в уравнении реакции;

k – константа скорости реакции, величина которой зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

Например, окисление NO кислородом происходит по уравнению:



Исходя из закона действия масс, выражение скорости для этой реакции имеет вид:

$$v = k[NO]^2 [O_2]$$

Если в реакции участвуют твердые вещества, то их концентрация принимается за постоянную величину, а скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов или растворенных веществ.

Например, скорость горения серы $S_{(тв)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$ пропорциональна только концентрации кислорода:

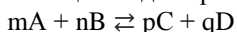
$$v = k[O_2]$$

При повышении температуры скорость реакций увеличивается. Для большинства реакций повышение температуры на 10°C вызывает повышение скорости в 2...4 раза.

Влияние температуры на скорость реакции объясняется тем, что при возрастании температуры увеличивается число активных молекул.

Реакции могут быть необратимыми, при которых исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции, и обратимые, которые при одних и тех же условиях протекают в двух противоположных направлениях.

В общем виде обратимую реакцию можно изобразить:



Скорость прямой реакции $v_1 = k_1[A]^m [B]^n$ будет убывать, так как концентрация исходных веществ А и В уменьшается со временем. Скорость же обратной реакции $v_2 = k_2[C]^p [D]^q$ возрастет, поскольку концентрация веществ С и Д увеличивается. Когда обе скорости становятся равными, наступает состояние химического равновесия, т.е.

$$k_1[A]^m [B]^n = k_2[C]^p [D]^q,$$

— —————
Так как k_1 и k_2 при данной температуре постоянны, то и их отношение k_1 / k_2 также будет постоянной величиной.

Называется это отношение константой равновесия и обозначается обычно К

— или —————

Константа равновесия показывает соотношение между произведениями концентраций продуктов реакции (числитель) и исходных веществ (знаменатель), которое устанавливается при равновесии. Так как концентрации твердых веществ остаются постоянными, то в выражение константы равновесия гетерогенной реакции они не входят.

Химическое равновесие сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия, в которых система находится. Изменение условий (концентрации веществ, температуры, давления) вызывает нарушение равновесия. Через некоторое время устанавливается новое состояние равновесия. Переход системы из одного состояния равновесия в другое называется смещением равновесия.

Смещение химического равновесия подчиняется принципу Ле Шателье: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (концентрацию, температуру, давление), то равновесие смещается в направлении той реакции, которая ослабляет произведенное воздействие.

Так, при увеличении концентрации какого-либо вещества равновесие смещается в том направлении, при котором концентрация этого вещества уменьшается; при уменьшении концентрации какого-либо вещества равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

Пример. При увеличении концентрации H_2 и N_2 в системе



происходит смещение равновесия вправо, в сторону прямой реакции. При уменьшении концентрации этих веществ смещается равновесие влево, в сторону обратной реакции.

При увеличении давления (путем уменьшения объема) равновесие смещается в сторону меньшего числа молекул газов, т.е. в направлении, приводящему к понижению давления. При уменьшении давления равновесие смещается в сторону образования большего числа молекул газа.

В приведенном выше примере в левой части уравнения содержатся 4 молекулы газов, а в правой – 2 молекулы. Следовательно, увеличение давления смещает равновесие вправо, так как прямая реакция приводит к уменьшению числа молекул газов, а значит, к уменьшению давления. Очевидно, уменьшение давления сместит равновесие в сторону исходных веществ, т.е. в сторону возрастания числа молекул.

Если реакция протекает без изменения числа молекул газов, то равновесие не нарушается при сжатии или расширении системы.

При повышении температуры происходит смещение равновесия в сторону эндотермической реакции, идущей с поглощением тепла, а при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции (выделение тепла).

В приведенном выше примере реакция протекает с выделением тепла (экзотермическая). Поэтому повышение температуры сместит равновесие влево, а понижение – вправо.

Лабораторная работа № 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы – исследовать зависимость скорости химических реакций от различных факторов, а также условия смещения химического равновесия в гомогенных системах.

Задача – определить скорость реакции при разных концентрациях веществ и разных температурах; убедиться в нарушении равновесия системы при изменении условий.

Постановка задачи – выполнить все опыты в соответствии с инструкцией, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов, построить график зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации можно изучить на примере реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой, в результате которой наблюдается помутнение раствора вследствие образования серы:



Для проведения опыта приготовить в трех конических колбах равные объемы тиосульфата натрия различной концентрации, добавив в две колбы воду, как указано в следующей таблице:

п/п	Объем, мл			Относительная концентрация	Время от сливания растворов до появления помутнения, с.	Скорость реакции в условных единицах: = 1/t
	исходного раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	воды	Раствора после сливания			
1	15	0	15	3		
2	10	5	15	2		
3	5	10	15	1		

Хорошо промыть цилиндр дистиллированной водой. Отмерить 5 мл разбавленного раствора серной кислоты, быстро влить серную кислоту в первую колбу, раствор перемешать. По секундомеру измерить время с момента добавления кислоты до появления помутнения раствора. Опыт повторить поочередно с колбами 2 и 3.

Данные опыта занести в таблицу. Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. На оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, на оси ординат – соответствующие им скорости.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции.

В одну пробирку налить 2 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую – 2 мл раствора серной кислоты. Слить содержимое пробирок, по секундомеру определить время до помутнения раствора.

Повторить опыт, предварительно нагреть растворы в обеих пробирках на 10°C выше комнатной температуры. Для этого поместить на 5...10 мин. пробирки в водяную баню при соответствующей температуре.

Полученные данные занести в следующую таблицу:

Номер опыта	Температура опыта, $^\circ\text{C}$	Время течения реакции, с.	Скорость в условных единицах, $= 1/t$

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Вычислить температурный коэффициент реакции.

Опыт 3. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе.

Налить в две пробирки по 1...2мл разбавленной хлоридной кислоты. Взять два, по возможности, одинаковых кусочка мела. Один из них в ступке растереть в порошок. Затем одновременно в одну пробирку всыпать порошок, а в другую бросить кусочек мела. Сравнить скорости полного растворения мела в обеих пробирках.

Написать уравнение соответствующей реакции. Почему скорость растворения мела в пробирках различна?

Опыт 4. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

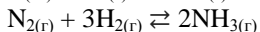
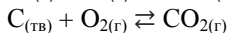
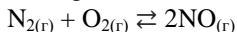
В пробирку, на 3/4 заполненную водой, добавить по 0,5 мл растворов FeCl_3 и NH_4CNS , размешать стеклянной палочкой. Окрашенный раствор разлить в четыре пробирки. Образовавшийся в результате реакции роданид железа(III) сообщает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, т.е. о смещении равновесия в ту или иную сторону.

В одну из пробирок добавить 3...5 капель FeCl_3 , в другую – 3...5 капель NH_4CNS , в третью – немного кристаллического хлорида аммония и встряхнуть пробирки для перемешивания растворов. Сравнить окраску растворов в этих пробирках с окраской исходного раствора в четвертой пробирке.

Составить уравнение соответствующей обратимой реакции и написать выражение константы химического равновесия. Отметить, как изменяется интенсивность окраски раствора в каждой пробирке, и объяснить произошедшие изменения, исходя из принципа Ле Шателье. В каком направлении смещается равновесие данной системы при добавлении: а) хлорида железа(III); б) роданида аммония; в) хлорида аммония.

Контрольные вопросы и задачи

1. Сформулируйте закон действия масс.
2. Напишите математические выражения для скоростей химических реакций, протекающих по уравнениям:

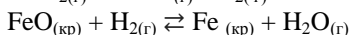
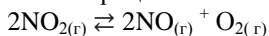


3. Что называется температурным коэффициентом скорости химической реакции?

4. Скорость реакции при повышении температуры от 25 до 75° С возрастает в 243 раза? Чему равен температурный коэффициент?

5. Что называется химическим равновесием, смещением химического равновесия?

6. Напишите выражение константы равновесия для каждого из следующих обратимых процессов:



Как сместится равновесие в каждом процессе при увеличении давления?

7. Как следует изменить температуру, давление и концентрации компонентов системы: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$, чтобы повысить выход аммиака?

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 158-173, 176-182;
- в) методическая: [1] с. 44-56 [4] с. 39-45; [5] с. 44-50.

5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

Растворы имеют исключительно важную роль в живой и неживой природе, в науке и технике. Большинство процессов в организмах человека, животных и растений, в различных промышленных процессах протекают в растворах.

Для качественной характеристики растворов используют понятия «разбавленный раствор» (содержит мало растворенного вещества) и «концентрированный раствор» (содержит много растворенного вещества).

При работе с растворами необходимо знать их количественный состав. Количественный состав растворов выражается различными способами. Наиболее часто в химической практике применяют следующие виды выражения концентрации растворов: процентную или массовую долю, молярную, молярную и нормальную или эквивалентную.

Процентная или массовая доля показывает число единиц массы

растворенного вещества, содержащееся в 100 единицах массы раствора.

Например, 20% раствор хлорида натрия содержит в 100 единицах массы раствора 20 единиц массы NaCl и 80 единиц массы растворителя (H₂O).

Процентную концентрацию можно вычислить по формуле:

где W – массовая доля растворенного вещества, %

$m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества;

$m_{р-ра}$ – общая масса раствора.

Вычисление процентной концентрации раствора.

Пример.

В 180 г воды растворили 20 г соли NaCl. Вычислить массовую долю (%) соли.

Общая масса раствора

$$m_{р-ра} = 180 \text{ г}(\text{H}_2\text{O}) + 20 \text{ г}(\text{NaCl}) = 200 \text{ г}$$

Массовая доля соли равна 10% или 0,1.

Молярная концентрация раствора показывает количество молей растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора.

Например, 2М раствор KOH содержит в 1литре раствора 2 моля KOH или в весовом выражении 112г.

Молярную концентрацию выражают формулой: —,

где n – количество вещества, моль; V – объем раствора, л;

Подставив значение n , получим формулу для вычисления молярной концентрации при решении задач:

где m – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

Пример. 500 мл раствора серной кислоты содержит 49 г H₂SO₄. Определите молярную концентрацию раствора H₂SO₄.

Если в 1 л раствора содержится 0,1 моля вещества, то он называется децимолярным; 0,01 моля – сантимольярным; 0,001 моля – миллимолярным.

Моляльная концентрация, или моляльность, выражается числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1000г растворителя. Например, одномоляльный раствор серной кислоты состоит из 98 г кислоты и 1000 г воды.

Моляльную концентрацию выражают формулой:

где C_m – молярная концентрация раствора;
 m_1 – масса растворенного вещества;
 M – масса моля растворенного вещества;
 m_2 – масса растворителя.

Пример.

В 200 г воды растворили 4 г NaOH. Определите молярную концентрацию раствора. Молярная масса NaOH равна 40 г/моль.

Нормальная или эквивалентная концентрация (нормальность) выражается числом эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора. Например, 0,1н раствор H_2SO_4 содержит 0,1 эквивалента кислоты или в весовом выражении – 4,9 г.

Нормальную концентрацию выражают формулой:

где C_n – нормальная концентрация раствора;
 m – масса растворенного вещества г;
 \mathcal{E} – масса эквивалента вещества г/моль;
 V – объем раствора, л.

Пример.

Определить нормальность раствора, содержащего в 200 мл раствора 1,96 г серной кислоты.

Лабораторная работа № 5 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Цель работы – выработка практических навыков по приготовлению растворов с заданной процентной, молярной и эквивалентной концентрациями.

Задача – освоить технику приготовления растворов заданной концентрации на основании выполненных расчетов

Постановка задачи – ознакомиться с различными видами мерной химической посуды. Выполнить расчеты для получения растворов заданной концентрации. Взвесить навески реактивов для первых двух опытов и отмерить расчетный объем концентрированной серной кислоты для третьего опыта. Используя мерную посуду приготовить необходимые растворы.

Опыт 1. Приготовление 6% раствора хлорида натрия.

Выполнение опыта. Рассчитать, какое количество хлорида натрия нужно взять для приготовления 25 г 6% раствора. Какой объем воды следует при этом взять, принимая плотность воды, равной 1 г/см³? На техникохимических весах взвесить вычисленное количество соли. Отмерить цилиндром необходимый объем дистиллированной воды. Навеску хлорида, натрия перенести в стаканчик (на 100 мл). Воду из цилиндра вылить в стаканчик

и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов соли. Раствор сдать преподавателю. Записать в тетради расчеты и методику приготовления раствора.

Опыт 2. Приготовление 50 мл 0,1 М раствора карбоната натрия.

Выполнение опыта. Рассчитать, какое количество Na_2CO_3 нужно взять для приготовления 50 мл 0,1 М раствора.

На теххимических весах взвесить рассчитанное количество Na_2CO_3 . Перенести навеску в мерную колбу и прилить дистиллированной воды до метки 50 мл. Раствор перемешать до полного растворения соли. Полученный раствор сдать. Записать в тетради расчеты и методику приготовления раствора.

Опыт 3. Приготовление 1 н. раствора серной кислоты.

Выполнение опыта. Замерить ареометром плотность имеющейся в лаборатории серной кислоты (одно измерение для группы). По таблице определить процентную концентрацию раствора кислоты. Рассчитать, какой объем этой кислоты нужно взять для приготовления 50 мл 1 н. раствора. Отмерить этот объем цилиндром. В мерную полбу на 50 мл примерно на 1/4 ее объема налить дистиллированной воды. Перемешивая жидкость круговыми движениями колбы, понемногу вылить всю кислоту из цилиндра. (Нельзя наливать воду в серную кислоту). Дождаться охлаждения колбы до комнатной температуры. Затем, добавляя воду, довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Полученный раствор сдать. Записать в тетради расчеты и методику приготовления раствора.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что показывает процентная концентрация растворов?
2. Вычислить процентную концентрацию раствора, полученного растворением 25 г хлорида натрия в 975 г воды.
3. Что показывает молярная концентрация растворов?
4. В 500 мл раствора содержится 10 г гидроксида натрия. Чему равна молярность раствора?
5. Что показывает нормальная концентрация растворов?
6. Определить нормальность раствора, в 400 мл которого содержится 9,8 г серной кислоты.
7. Сколько надо взять медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды для приготовления 800 г 4%-го раствора сульфата меди?
8. Определить молярность 30% раствора серной кислоты, если плотность раствора $1,224 \text{ г/см}^3$.

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 205-208;
в) методическая: [1] с. 57-59; [4] с. 48-51; [5] с. 54-56.

6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вещества, которые в растворенном или расплавленном виде проводят

электрический ток, называются электролитами. К ним относятся соли, основания, кислоты.

Распад вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

При этом в водных растворах образуются гидратированные ионы, т.е. связанные с молекулами воды. Но в уравнениях для краткости пишут свободные ионы. Положительно заряженные ионы называют катионами, отрицательно заряженные – анионами.

В зависимости от полярности молекул растворителя и природы растворенного вещества диссоциация идет по-разному и в различной степени. Количественно способность к диссоциации характеризуется степенью диссоциации α , которая показывает, какая часть молекул электролита подверглась диссоциации: α выражается в процентах или долях единицы. Чем меньше концентрация электролита в растворе, тем больше степень диссоциации. С повышением температуры степень диссоциации увеличивается.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на две группы: сильные и слабые.

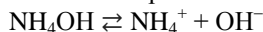
Электролиты считаются сильными, если α в их 0,1 н. растворах больше 30%. К ним относятся:

- а) большинство солей;
- б) многие неорганические кислоты: бескислородные – HCl, HBr, HI, H₂S, HCN и др.; кислородсодержащие – H₂SO₄, HNO₃, HClO₄, HClO₃ и др.;
- в) основания щелочных и щелочноземельных металлов – NaOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂.

К слабым электролитам относятся:

- а) почти все органические кислоты;
- б) некоторые неорганические кислоты: HF, H₂S, HCN, H₂SO₃, HNO₂, H₃PO₄, H₂CO₃, H₂SiO₃ и др.;
- в) многие основания металлов (кроме щелочных и щелочно-земельных), а также NH₄OH;
- г) вода.

В растворе слабого электролита между ионами и молекулами устанавливается равновесие. Например:

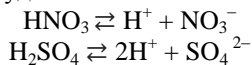


Количественно это равновесие можно охарактеризовать константой равновесия, которая в этом случае называется константой электролитической диссоциации – K:

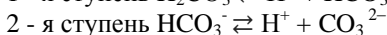
В числителе этого выражения – произведение концентраций ионов, в знаменателе – концентрация недиссоциированных молекул. Величина K зависит от природы электролита и растворителя, температуры, но не зависит от концентрации. Чем больше значение K, тем сильнее электролит. Если электролит диссоциирует ступенчато, то каждая ступень характеризуется своей константой диссоциации.

При диссоциации кислот всегда образуются катионы H⁺, которые в водных растворах соединяются с молекулами воды, образуя ионы гидроксония H₃O⁺.

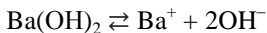
Для краткости в уравнениях будем записывать ион H^+ :



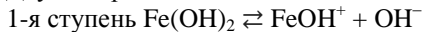
Двух- и более основные слабые кислоты диссоциируют ступенчато, отщепляя постепенно ионы водорода:



При диссоциации оснований образуются ионы OH^- :



Двух- и трехкислотные слабые основания диссоциируют ступенчато:

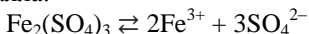


Амфотерные гидроксиды при диссоциации образуют как ионы H^+ , так и ионы OH^- .

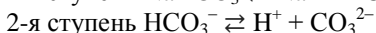


При диссоциации солей образуются катионы металлов (или катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Средние соли диссоциируют полностью с образованием только катионов металла:



У кислых солей вначале отщепляются катионы металлов, а затем катионы водорода:

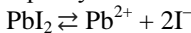


При диссоциации основных солей вначале отщепляются анионы кислотных остатков, а затем гидроксид-ионы:



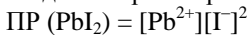
Произведение растворимости

В насыщенном растворе электролита, например, PbI_2 между осадком и раствором устанавливается равновесие:



осадок раствор

Произведение концентрации ионов малорастворимого электролита в степенях, равных коэффициентам, есть величина постоянная и называется произведением растворимости (ПР).



Чем меньше величина ПР, тем менее растворим осадок. Исходя из величины ПР, можно решать вопрос об образовании или растворении осадка: осадок данного электролита выпадает, если произведение концентраций ионов становится больше произведения растворимости; осадок начинает растворяться, если произведение концентраций ионов данного электролита становится меньше произведения растворимости.

Растворение осадков в кислотах происходит в том случае, если ион H^+

кислоты с одним из ионов осадка образует слабо диссоциирующее или летучее соединение, в результате чего произведение концентраций ионов осадка становится меньше произведения растворимости осадка и он растворяется.

Реакции обмена в растворах электролитов

Реакции между ионами и молекулами в растворах электролитов приводят к образованию новых ионов или молекул. Направление реакции определяется следующим правилом: ионные реакции протекают в сторону наиболее полного связывания ионов с образованием трудно растворимых веществ (осадков), легколетучих веществ (газов), слабых электролитов или комплексных ионов.

Чтобы показать, какие ионы и молекулы определяют химический процесс, используют ионно-молекулярные уравнения.

При составлении таких уравнений следует пользоваться следующими правилами:

а) растворимые в воде сильные электролиты записывают в виде ионов, на которые они диссоциируют;

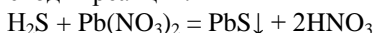
б) вещества газообразные, нерастворимые и слабые электролиты записывают в молекулярной форме, независимо от того, являются ли они исходными веществами или продуктами реакции;

в) образование осадка указывают знаком ↓, газа – знаком ↑;

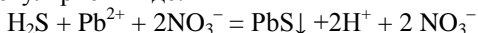
г) исключают из левой и правой частей уравнения в одинаковом числе те ионы, которые не принимают участия в реакции.

При составлении ионно-молекулярных уравнений необходимо знать силу электролитов и растворимость солей и оснований в воде.

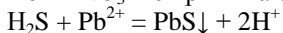
Пример. При сливании растворов сероводорода и нитрата свинца происходит реакция:



При написании ионно-молекулярного уравнения исходим из того, что H_2S – слабый электролит, PbS – осадок, поэтому эти соединения указываем в молекулярном виде:



Ионы NO_3^- не принимают участия в реакции, их исключаем из уравнения:



Лабораторная работа № 6 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Цель работы – изучить зависимость степени диссоциации электролита от различных факторов, причины смещения ионного равновесия в растворах электролитов, растворение и образование осадков, используя ПР.

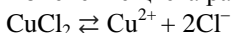
Задача – опытным путем определить зависимость диссоциации от активности электролитов, условия протекания диссоциации, научиться составлять молекулярно-ионные уравнения реакций обмена в растворах электролитов.

Постановка задачи – выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Влияние природы растворителя на степень диссоциации.

Налить в пробирку немного спиртового раствора хлорида меди(II) и прибавить 2...3 мл воды. Что наблюдаете?

Изменение цвета раствора объясните, исходя из смещения равновесия:



в спирте в воде

Опыт 2. Различие в химической активности сильных и слабых электролитов. В одну пробирку налить 1...2 мл 2н. раствора хлоридной кислоты, в другую – столько же 2н. раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку бросить по одному приблизительно одинаковому кусочку цинка. Отметить, в какой пробирке реакция протекает практически сразу. Вторую пробирку осторожно нагреть до кипения, прогревая всю пробирку, а не только доньшко. При нагревании отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и находящихся рядом студентов.

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. В какой пробирке концентрация водородных ионов больше? Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

Опыт 3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

а) Образование малорастворимых веществ.

В три пробирки налить растворы: в одну – карбоната натрия, во вторую – хлорида бария, в третью – сульфата меди(II). В первую пробирку прибавить раствор хлорида кальция, во вторую – сульфата калия, в третью – раствор едкого натра. Что наблюдаете в каждой пробирке?

Отметить цвет образующихся осадков. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций. Сделать вывод.

б) Образование газов.

В одну пробирку налить 1...2 мл раствора сульфида натрия, добавить по каплям соляную (хлоридную) кислоту (работать в вытяжном шкафу). Чем объясняется выделение газа?

В другую пробирку налить 1...2 мл концентрированного раствора хлорида аммония. Добавить равный объем гидроксида натрия. Осторожно нагреть до слабого кипения, прогревая всю пробирку, а не только доньшко. При нагревании отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и находящихся рядом студентов.

Отметить запах образующихся газов. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций. Сделать вывод.

в) Образование слабых электролитов.

В пробирку налить раствор ацетата натрия – NaCH_3COO и немного раствора соляной кислоты. Определить по запаху, что реакция протекает в сторону образования слабой уксусной кислоты. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции.

Опыт 4. Взаимодействие осадков с ионами других электролитов. Производство растворимости.

а) Растворение осадков при взаимодействии с кислотами.

К осадку гидроксида магния, полученного взаимодействием растворов

сульфата магния и едкого натра, прилить избыток соляной кислоты. Что наблюдаете? Какое слабо диссоциированное соединение образуется? Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить растворение гидроксида магния в соляной кислоте. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

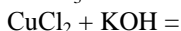
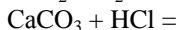
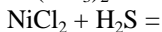
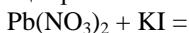
б) Получение одних малорастворимых соединений из других.

К осадку хлорида серебра, полученного действием нитрата серебра на хлорид натрия, прилить раствор сульфида натрия. Как изменяется цвет осадка? Какое вещество образовалось? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, сравнив произведения растворимости:

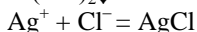
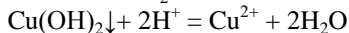
$PR(AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ и $PR(Ag_2S) = 6,3 \cdot 10^{-50}$. Объяснить переход одного осадка в другой.

Контрольные вопросы

1. В чем сущность электролитической диссоциации?
2. Какие электролиты называются сильными и слабыми? (Привести примеры).
3. Написать уравнения диссоциации фосфатной кислоты, гидроксида алюминия, сульфата аммония.
4. Допишите уравнения и составьте ионно-молекулярные уравнения реакций, приводящих к образованию осадков, газов или слабо диссоциированных соединений:



5. Составьте молекулярные уравнения, соответствующие ионным:



При этом следует исходить из растворимых электролитов, при диссоциации которых образуются ионы, указанные в левой части уравнений.

6. Что такое произведение растворимости?

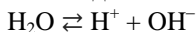
Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 205-208;
- в) методическая: [1] с. 57-59; [4] с. 48-51; [5] с. 54-56.

7. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Ионное произведение воды

Вода является слабым электролитом, диссоциирующим по уравнению:



Концентрация ионов $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л при $25^0 C$.

Произведение концентрации ионов водорода и ионов OH^- при неизменной температуре есть величина постоянная, называемая ионным произведением

воды. Обозначается K_{H_2O}

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

Растворы, в которых $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, называются нейтральными. В кислых растворах $[H^+]$ больше 10^{-7} моль/л, в щелочных меньше 10^{-7} моль/л. Вместо концентрации ионов водорода часто пользуются водородным показателем (рН):

$$pH = -\lg[H^+]$$

В нейтральной среде $pH = 7$, в щелочной $pH > 7$, в кислой $pH < 7$. Зная рН раствора, легко определить концентрацию ионов H^+ . Так, если $pH = 3$, то запишем согласно условию:

$$-\lg[H^+] = 3, \text{ значит, } \lg[H^+] = -3.$$

Следовательно, $[H^+] = 10^{-3}$ моль/л.

Гидролиз солей.

Если в воде растворить соль, то равновесие диссоциации воды нарушается и значение рН отклоняется от 7. Это происходит в том случае, если ионы H^+ или OH^- связываются с ионами соли в молекулу слабого электролита или образуется слабодиссоциирующий ион. Этот процесс обменного взаимодействия ионов соли с ионами воды, приводящий к образованию слабого электролита или слабодиссоциированного иона и сопровождающийся изменением рН среды, называется гидролизом.

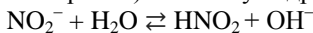
Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, не подвергаются гидролизу, так как ионы этих солей не образуют с ионами воды H^+ и OH^- малодиссоциирующих ионов или молекул слабых электролитов.

Возможные случаи гидролиза солей:

1) Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, сообщают раствору щелочную реакцию. Примером такой соли является нитрит натрия $NaNO_2$, который образован сильным основанием $NaOH$ и слабой кислотой HNO_2 . В растворе соль диссоциирует:

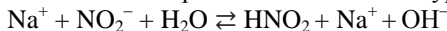


Гидролизу подвергается анион слабой кислоты NO_2^- , который, соединившись с ионом H^+ воды, образует слабый электролит HNO_2 . Ионы Na^+ с ионами OH^- не могут образовать молекулу слабого электролита ($NaOH$ – сильный электролит). Поэтому гидролиз идет только по аниону:

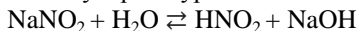


Ионы OH^- остаются свободными и сообщают щелочную реакцию раствору.

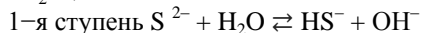
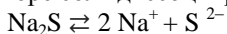
Для написания молекулярного уравнения гидролиза прибавляем одинаковое число ионов Na^+ к правой и левой частям уравнения:

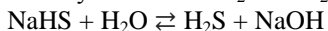
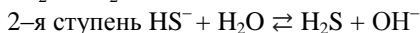
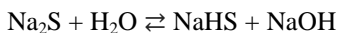


Молекулярное уравнение:



Если соль образована сильным основанием и многоосновной слабой кислотой, то гидролиз протекает ступенчато. Например, гидролиз сульфида натрия Na_2S ($NaOH$ – сильное основание, H_2S – слабая двухосновная кислота). В растворе соль диссоциирует:





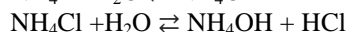
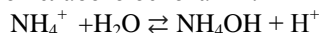
В наибольшей степени гидролиз протекает по 1-й ступени.

2) Соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием, сообщает раствору кислую реакцию, как это имеет место в растворе NH_4Cl (HCl – сильная кислота, NH_4OH – слабый электролит).

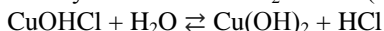
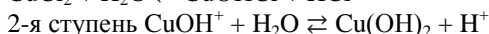
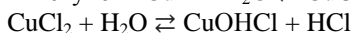
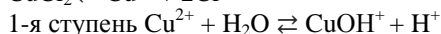
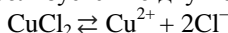
Уравнение диссоциации соли:



Ион NH_4^+ , соединяясь с ионом OH^- , образует слабый электролит NH_4OH . Ионы H^+ не образуют слабого электролита и останутся в избытке в растворе, сообщая кислую реакцию ($\text{pH} < 7$). Таким образом, гидролизу подвергается катион слабого основания:

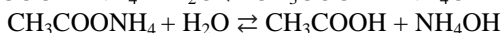
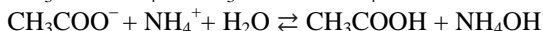
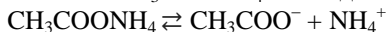


Соли многокислотных слабых оснований и сильных кислот гидролизуются ступенчато, с образованием основных солей, а свободные основания могут образоваться в результате дальнейшего гидролиза. Например, хлорид меди(II) CuCl_2 (HCl – сильная кислота, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание) гидролизуетеся по двум ступеням. Уравнение диссоциации соли:



В обычных условиях реакция протекает по 1-й ступени.

3) Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу в наибольшей степени. В этом случае с водой взаимодействуют катион и анион соли, образуя слабые электролиты. Например, гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Соль диссоциирует по уравнению:



Реакция среды зависит от относительной силы кислоты и основания. Так как $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = K(\text{NH}_4\text{OH})$, реакция раствора данной соли нейтральная, $\text{pH} = 7$.

Соли очень слабых кислот и очень слабых оснований подвергаются полному гидролизу. Поэтому в водных растворах они не могут существовать. Например, $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$

Степень гидролиза, т.е. отношение числа гидролизованных молекул к общему числу растворенных молекул, зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры.

Чем слабее кислота и основание, тем в большей степени подвергаются гидролизу образованные ими соли.

Если необходимо увеличить степень гидролиза, то следует разбавить раствор, повысить температуру или удалить продукты гидролиза. Если требуется уменьшить степень гидролиза, к раствору соли, имеющей кислую реакцию, приливают кислоту или раствор соли, имеющей кислую реакцию

среды, а к раствору соли со щелочной реакцией среды приливают щелочь или раствор соли, имеющей щелочную реакцию среды..

Лабораторная работа 7 **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Цель работы – определение pH среды с помощью индикаторов. Изучение возможных случаев гидролиза солей и факторов, влияющих на степень гидролиза.

Задача – изучить условия протекания гидролиза солей и влияние температуры.

Постановка задачи – выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах.

Налить в шесть пробирок по 2...3 мл дистиллированной воды и добавить индикаторы: в две из них нейтрального лакмуса, в две другие метилового оранжевого, в последние две фенолфталеина (по 1...2 капли). Записать окраску индикаторов в нейтральной среде. Добавить в три пробирки с различными индикаторами по несколько капель раствора щелочи и отметить окраску растворов в щелочной среде, а в другие три – по несколько капель раствора соляной кислоты и отметить окраску растворов в кислой среде. Результаты опыта оформить в виде таблицы:

Название индикатора	Нейтральная среда pH = 7	Кислая среда pH < 7	Щелочная среда pH > 7
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилловый оранжевый			

Опыт 2. Определение pH раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

Получить у преподавателя раствор соли, pH которого должны определить.

От книжки с универсальной индикаторной бумагой оторвать одну полоску и погрузить ее на несколько секунд в исследуемый раствор. Вынуть полоску и сравнить окраску бумаги с цветной шкалой, помещенной на внутренней стороне обложки книжки. Шкала состоит из десяти разноцветных прямоугольников, демонстрирующих изменение цвета универсального индикатора при изменении pH от 1 до 10. Над каждым прямоугольником указано значение pH, соответствующее данному цвету.

Сделать вывод о значении pH исследуемого раствора. Укажите реакцию его среды и вычислить концентрацию водородных ионов. Написать уравнение гидролиза соли в молекулярном и ионном видах.

Опыт 3. Реакция среды в растворах различных солей.

Налить в 3 пробирки отдельно по 1...2 мл растворов хлорида цинка, карбоната натрия, нитрата калия. В контрольную пробирку налить 1...2 мл дистиллированной воды. В каждую пробирку прилить по 1...2 капли фиолетового лакмуса. Сравнить окраску растворов в пробирках.

По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворах указанных солей. Чем это объяснить? Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном видах.

Опыт 4. Полный (необратимый) гидролиз солей слабых кислот и слабых оснований.

К раствору сульфата алюминия прилить раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнение реакции. Почему не образовался карбонат алюминия?

Опыт 5. Влияние температуры на степень гидролиза солей.

Налить в пробирку 2...3 мл дистиллированной воды и добавить в нее немного кристаллического ацетата натрия CH_3COONa . Прилить к раствору несколько капель фенолфталеина. Осторожно нагреть до кипения, прогревая всю пробирку, а не только доньшко. При нагревании отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от студента, выполняющего опыт, и находящихся рядом студентов. Отметить, как изменяется интенсивность окраски. Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения интенсивности окраски? Охладить пробирку в холодной воде. Отметить, что происходит. Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

Контрольные вопросы

1. Что называется ионным произведением воды?
2. Что такое pH?
3. Найти концентрацию ионов H^+ и указать реакцию среды в растворах: при: $\text{pH} = 7$, $\text{pH} = 4$, $\text{pH} = 10$.
4. Что называется гидролизом?
5. Какие из перечисленных растворов солей подвергаются гидролизу: AlCl_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaNO_3 , KCl ? Указать реакцию среды. Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
6. Как изменяется степень гидролиза при разбавлении, при нагревании? Объяснить,
7. Можно ли предотвратить гидролиз солей: ZnSO_4 , KNO_2 ? Как это сделать?

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 249-255;
- в) методическая: [1] с. 63-65; [4] с. 56-60; [5] с. 63-66.

8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

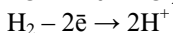
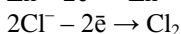
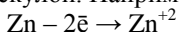
Окислительно-восстановительные реакции имеют большое значение в теории и практике. С ними связаны все жизненные процессы: обмен веществ, фотосинтез, дыхание, брожение, гниение, а в промышленности: получение металлов, кислот, щелочей, покрытие одних металлов другими и т.д.

Окислительно-восстановительные реакции характеризуются обязательным изменением степеней окисления отдельных атомов, ионов и молекул.

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

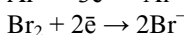
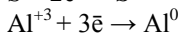
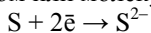
Рассмотрим основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

1) Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, ионом или молекулой. Например:



При окислении степень окисления повышается.

2) Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, ионом или молекулой:



При восстановлении степень окисления понижается.

3) Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называются восстановителями, во время реакции они окисляются.

4) Атомы, ионы или молекулы, присоединяющие электроны, называются окислителями, во время реакции они восстанавливаются.

Окислительно-восстановительный процесс протекает одновременно и является единством двух противоположных процессов – окисления и восстановления.

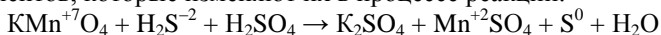
В каждой окислительно-восстановительной реакции количество электронов, отданных восстановителем, равно количеству электронов, полученных окислителем.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

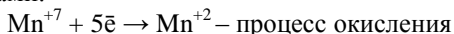
Рассмотрим метод электронного баланса.

Подсчет присоединяемых и отдаваемых электронов проводится в соответствии с учетом степеней окисления элементов до и после реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций осуществляется в несколько этапов.

1. Определяют и записывают величины и знаки степеней окисления тех элементов, которые изменяют их в процессе реакции:

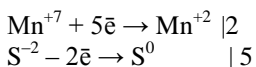


2. Определяют число электронов, принятых или отдаваемых атомами или ионами:

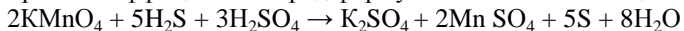


$S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$ – процесс восстановления

3. Уравнивают число отданных и присоединенных электронов, исходя из наименьшего кратного для коэффициентов в процессах окисления и восстановления:



4. Найденные коэффициенты подставляют в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой частях, затем подбирают коэффициенты перед формулами остальных веществ.



Признаком правильности подбора коэффициентов является равенство числа атомов каждого элемента в обеих частях уравнения и равенство суммы зарядов.

Лабораторная работа № 8 **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

Цель работы – практическое ознакомление со свойствами окислителей и восстановителей.

Задача – научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса.

Постановка задачи – выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Окисление меди нитратной кислотой в зависимости от концентрации.

а) Поместить в пробирку кусочек медной стружки и прилить к нему 1...2 мл концентрированной нитратной (азотной кислоты). Опыт выполнять в вытяжном шкафу. Обратит внимание на цвет и запах выделяющегося газа – NO_2 . Написать уравнение реакции. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

б) Опыт проделать с таким же количеством меди и разбавленной азотной кислоты. Наблюдать выделение бесцветного газа NO . Написать уравнение реакции. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Сделать вывод о влиянии концентрации раствора на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства галогенов.

а) Налить в две пробирки по 1...2 мл йодной воды. В первую пробирку добавить несколько капель хлорной воды, во вторую – сероводородной воды. Что происходит с окраской растворов в обеих пробирках.

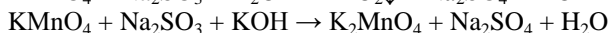
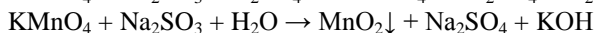
Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуется хлоридная и йодноватая HIO_3 кислоты; во втором случае помутнение раствора вызвано выделением серы, являющейся одним из продуктов реакции. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса. Указать

окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах йодной воды.

Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от среды раствора.

В три пробирки налить по 1...2 мл раствора перманганата калия. В одну добавить 2...3 капли раствора серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки прилить по 1 мл раствора сульфита натрия. Отметить изменение окраски растворов во всех трех пробирках.

Расставить коэффициенты в уравнениях реакций, используя метод электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

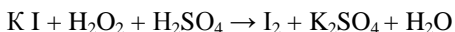


Сделать вывод о влиянии среды раствора на протекание окислительно-восстановительных реакций.

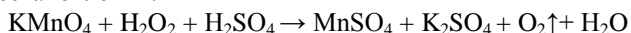
Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

а) Налить в пробирку 1 мл раствора иодида калия, добавить 2...3 капли раствора серной кислоты. Прилить к содержимому пробирки 1 мл раствора перекиси водорода. Что наблюдаете?

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.



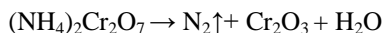
б) Налить в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, подкислить 2...3 каплями серной кислоты и добавить 1...2 мл перекиси водорода. Что наблюдаете? Расставить коэффициенты в уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.



Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах пероксида водорода.

Опыт 5. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. (Демонстрационный опыт проводится под тягой).

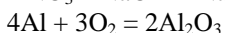
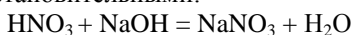
В сухой тигель поместить 1...2 г дихромата аммония и нагреть на пламени горелки. Что наблюдаете? Расставить коэффициенты в уравнении реакции, пользуясь методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

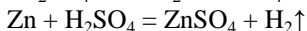
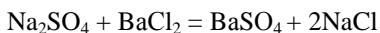


Сделать вывод.

Контрольные вопросы

1. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

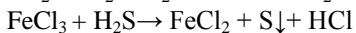
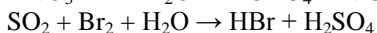
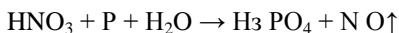




2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

3. Что называется окислителем и восстановителем? Что с ними происходит в окислительно-восстановительных реакциях?

4. Подобрать коэффициенты в уравнениях и указать окислители и восстановители:



5. Привести примеры только окислителей, только восстановителей и окислителей и восстановителей. Примеры подтвердить электронными уравнениями.

6. Определить степени окисления азота (азота) в соединениях: NH_3 , N_2O , HNO_2 , NO_2 , HNO_3 .

Список рекомендуемой литературы

а) основная: [1] с. 255-263;

в) методическая: [1] с. 71-76; [4] с. 61-63; [5] с. 69-71.

9. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Электрохимические процессы сопровождаются возникновением электрического тока либо вызываются электрическим током. Они относятся к окислительно-восстановительным процессам.

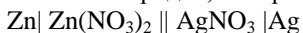
Гальванические элементы. Электродные потенциалы.

Устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в энергию электрическую, называется гальваническим элементом. Процессы окисления и восстановления в них пространственно разделены и осуществляются на электродах.

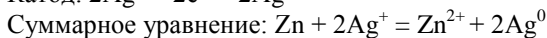
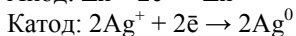
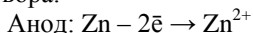
Каждый гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов, часто в растворы их солей. Электроды сообщаются друг с другом через пористую перегородку. Вместо перегородки используется часто "электролитный мостик", представляющий собой U-образную трубку, заполненную электролитом с агар-агаром. Если соединить электроды металлическим проводником, начинается окислительно-восстановительная реакция. Электрод, на котором происходит процесс окисления, называется анодом. Анодом служит более активный металл. Электрод, на котором происходит процесс восстановления, называется катодом. Им является менее активный металл.

Схематически гальванические элементы записываются в строчку. Граница раздела между металлом и раствором обозначается чертой вертикальной, а граница между растворами электролитов двойной вертикальной чертой.

Например, схема гальванического элемента, состоящего из серебряного и цинкового электродов, изображается так:



При соединении металлическим проводником этих электродов на цинковом электроде (аноде) происходит потеря электронов – окисление цинка, на серебряном электроде (катоде) происходит восстановление ионов Ag^+ из раствора.



За счет окислительно-восстановительной реакции по внешней цепи течет электрический ток (направленный поток электронов) от цинкового электрода к серебряному, а по внутренней цепи (трубка с электролитом) движутся ионы NO_3^- . Цинковый электрод постепенно растворяется, а на серебряном выделяется металлическое серебро.

Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов.

Измерить действительную разность между металлом и раствором соли не удастся. Поэтому обычно определяют электродные потенциалы металлов относительно стандартного водородного электрода.

Электродные потенциалы, возникающие при погружении металлов в растворы их солей с концентрацией, равной 1 моль/л, измеренные по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при стандартной температуре ($25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$) условно принимается равным нулю, называют стандартными электродными потенциалами металлов.

Располагая металлы по возрастанию их стандартных потенциалов, получают электрохимический ряд напряжений металлов.

С увеличением алгебраической величины стандартных электродных потенциалов уменьшается восстановительная способность атомов и увеличивается окислительная способность их ионов.

Каждый предыдущий металл (более сильный восстановитель) способен вытеснить из растворов солей металлы, стоящие за ним в ряду напряжений. Водород из разбавленных кислот вытесняется металлами, стоящими до него в ряду напряжений.

Если концентрация ионов металла в растворе, в который опущен металл, не равна 1 моль/л, то электродный потенциал металла вычисляется по формуле Нернста:

где E^0 – стандартный электродный потенциал (В);

n – заряд иона металла;

C – концентрация ионов металла в растворе (моль/л).

Электродвижущая сила (э.д.с.) гальванического элемента равна разности электродных потенциалов катода и анода.

$$\text{Э.Д.С.} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

Электролиз.

Электролизом называются окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. При этом электрод, соединенный с

отрицательным полюсом источника тока, называется катодом, на нем происходит процесс восстановления. Электрод, соединенный с положительным полюсом источника тока, называется анодом. На аноде происходит процесс окисления.

Различают нерастворимые (инертные) аноды, материалом для которых служит графит, уголь, платиновые металлы. Аноды, которые окисляются в процессе электролиза, называются растворимыми (медные, никелевые и др.).

При электролизе расплава солей или оснований на катоде восстанавливаются катионы металлов, а на инертном аноде окисляются анионы кислотных остатков или гидроксид-ионы.

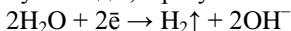
При электролизе водных растворов солей на электродах, наряду с разрядкой катионов и анионов солей, могут окисляться или восстанавливаться также молекулы воды или ионы H^+ и OH^- , являющиеся продуктами диссоциации воды. Из нескольких возможных процессов будет протекать тот, осуществление которого сопряжено с минимальной затратой энергии.

На катоде восстанавливается наиболее активный из имеющихся в растворе окислителей.

В простейших случаях можно руководствоваться рядом стандартных электродных потенциалов:

1) При электролизе нейтральных водных растворов солей на катоде восстанавливаются ионы металлов, электродные потенциалы которых значительно положительнее, чем $-0,41В$ (величины потенциала восстановления ионов H^+). Это металлы от олова и после него в ряду напряжений.

2) В случае электролиза растворов солей металлов, электродные потенциалы которых значительно отрицательнее $-0,41В$, на катоде восстанавливаются молекулы воды, в результате чего выделяется водород:

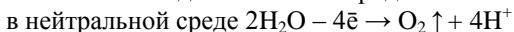


К таким металлам относятся металлы от начала ряда напряжений до алюминия включительно.

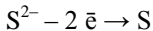
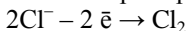
3) Если потенциал металла близок к величине $-0,41В$ (металлы средней части ряда от титана до олова), то, в зависимости от концентрации раствора, температуры и плотности тока, возможно как восстановление металла, так и выделение водорода (или совместное протекание обоих процессов).

На инертном аноде:

1) При электролизе водных растворов щелочей, кислородсодержащих кислот и их солей, а также HF и фторидов происходит окисление молекул воды или ионов OH^- с выделением кислорода:



2) При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов) окисляются их анионы и выделяются соответствующие элементы. Например:



В случае растворимого анода происходит окисление металла анода.

Процессы электролиза подчиняются законам Фарадея, согласно которым масса электролита, подвергшаяся превращениям, а также массы веществ,

выделившиеся на электродах, прямо пропорциональны количеству протекшего через электролит электричества и эквивалентным массам соответствующих веществ. Для расчетов пользуются законом Фарадея в следующем виде:

где m – масса вещества, г;

\mathcal{E} – эквивалентная масса вещества, г/моль;

I – сила тока, А;

t – время, с;

F – константа Фарадея (96500 Кл).

Для вычисления объемов выделившихся газов применяют уравнение закона Фарадея в таком виде:

где V – объем выделившегося газа, л (н.у.);

$V_{\mathcal{E}}$ – его эквивалентный объем, л/моль (н.у.)

При нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль, кислорода – 5,6 л/моль.

Лабораторная работа № 9 **ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ.** **ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ**

Цель работы – изучение электрохимической активности металлов. Выявление сущности реакций, протекающих в гальванических элементах и при электролизе водных растворов солей.

Задача – изучить свойства предложенных металлов, принцип работы гальванического элемента и условия протекания электролиза солей.

Постановка задачи – ознакомиться с устройством и работой простейшего гальванического элемента; освоить методику проведения электролиза растворов солей, выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности. Написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Качественное определение электрохимической активности металлов.

Для установления относительной активности металлов (алюминия, цинка, железа, меди) взять 4 пробирки, налить в каждую по 1...2 мл одного из следующих растворов: сульфата меди(II), сульфата железа(II), сульфата цинка, сульфата алюминия. Во все растворы, за исключением раствора соли цинка, опустить на 2...3 мин. по узкой пластинке (или проволочке) цинка, предварительно очищенными наждачной бумагой. Какие металлы цинк вытесняет из растворов их солей? Достать из пробирок пластинки цинка и промыть проточной водой.

Провести аналогичные опыты с пластинками железа, алюминия, меди, предварительно очищенными наждачной бумагой. Наблюдать каждый раз, в

каких пробирках происходит вытеснение металла из раствора его соли.

Результаты наблюдений занести в таблицу:

Опускаемый металл	Ионы металлов в растворе			
	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}
Cu				
Fe				
Al				
Zn				

Вытеснение металлов из раствора соли при действии того или другого металла обозначить знаком (+) под соответствующими ионами металлов, знаком (-), когда вытеснения не происходит.

Написать уравнения протекающих реакций в молекулярном ионном и электронном видах.

Какой из исследованных металлов самый активный и вытеснил все остальные из растворов их солей? Какой металл наименее активный? Расположить изученные металлы в ряд по способности их вытеснять друг друга из растворов солей, включая в этот ряд водород с потенциалом равным нулю. Сравнить полученные данные с электрохимическим рядом напряжений металлов. Какие из исследованных металлов могут вытеснять водород из разбавленных кислот?

Опыт 2. Гальванический элемент.

В стакан с 1М раствором CuSO_4 опустить медную пластину (медный электрод), в другой стакан с 1М раствором ZnSO_4 – цинковую пластинку (цинковый электрод).

Оба раствора должны быть соединены U-образной стеклянной трубкой, заполненной раствором KCl с добавлением агар-агара.

Проводники, отходящие от электродов, подсоединить к клеммам гальванометра. Наблюдать отклонение стрелки гальванометра, указывающее на возникновение электрического тока вследствие разных значений электродных потенциалов цинка и меди.

Изобразить гальванический элемент в виде схемы. Написать ионные уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение химической реакции, протекающей при работе построенного гальванического элемента. Вычислить электродвижущую силу этого элемента.

Опыт 3. Электролиз водных растворов с инертными электродами.

а) Электролиз раствора йодида калия.

В U-образную трубку прибора для электролиза налить больше половины объема раствор йодида калия и добавить 2...3 капли фенолфталеина. Вставить в оба колена трубки угольные электроды, подключенные к выпрямителю электрического тока.

Отметить изменение цвета раствора около катода и анода. Появление каких ионов в процессе электролиза, обусловило окрашивание раствора в катодном пространстве? Напишите уравнение катодного процесса. Что произошло с ионами йода на аноде? Напишите уравнение анодного процесса.

По окончании опыта анод промыть сначала раствором тиосульфата натрия

для удаления с него йода, затем дистиллированной водой.

б) Электролиз раствора сульфата меди.

Налить в U-образную трубку прибора для электролиза раствор сульфата меди, опустить в него угольные электроды, пропускать ток в течение 4...5 мин.

Отметить, что выделяется на электродах. Написать уравнения катодного и анодного процессов.

Опыт 4. Электролиз с растворимым анодом.

Присоединить электрод с отложившейся в предыдущем опыте медью к положительному полюсу источника тока, а другой электрод – к отрицательному полюсу. Пропускать электрический ток в течение 5...6 минут.

Что происходит с медью на аноде? Какое вещество выделяется на катоде? Написать уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди с медным анодом.

Контрольные вопросы

1. Что называется стандартным электродным потенциалом металла?

2. Каков принцип действия гальванического элемента?

3. Какие процессы протекают у электродов гальванического элемента:

$\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$?

4. Из каких солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CuSO_4 , AgNO_3 металл может быть вытеснен магнием?

5. Вычислить э.д.с. никелево-цинкового гальванического элемента, если образующие его электроды погружены в растворы солей с концентрацией ионов металла 0,01 моль/л.

6. Что называется электролизом?

7. Написать уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водных растворов с угольными электродами хлорида никеля, гидроксида натрия, нитрата серебра.

8. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе сульфата никеля с никелевым анодом.

9. Сколько серебра выделится на катоде при пропускании через раствор AgNO_3 тока силой 8 А в течение 15 мин?

10. Вычислить объем кислорода, выделяющегося у анода при электролизе раствора сульфата меди током силой в 5А в течение 1 часа.

Список рекомендуемой литературы

а) основная: [1] с. 263-268, 270-293;

в) методическая: [1] с. 77-87; [4] с. 64-69, 71-75; [5] с. 74-84.

10. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозией металлов называется самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

Различают два вида коррозии: химическую и электрохимическую.

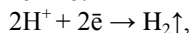
При химической коррозии окисление металла происходит как обычная

химическая реакция без возникновения электрического тока.

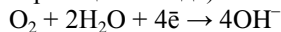
Химическая коррозия возникает при контакте металлов с агрессивными газами при высокой температуре, когда конденсация влаги на поверхности металла невозможна, а также с растворами органических неэлектролитов. На поверхности металлов образуются продукты окисления: оксиды, сульфиды и пр.

Электрохимическая коррозия наблюдается при соприкосновении металлов с водой, растворами электролитов, атмосферным воздухом или другими влажными газами. В этих случаях процесс коррозии сопровождается перемещением электронов с одних участков металла к другим, т.е. возникновением электрического тока.

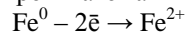
Электрохимическая коррозия протекает по принципу действия гальванического элемента. При соприкосновении двух металлов в водной среде, а также при погружении металла, содержащего примеси других металлов или неметаллов, в раствор электролита образуются микрогальванические пары. При этом на аноде (более активном металле), электродный потенциал которого более отрицателен, происходит окисление – из атомов металла образуются ионы. На катоде (менее активном металле) происходит восстановление окислителя. В качестве окислителей в водных растворах выступают ионы H^+ или растворенный в воде кислород воздуха. Катодный процесс может протекать либо по уравнению:



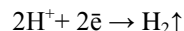
либо с участием молекулы кислорода (так называемая кислородная деполяризация катода):



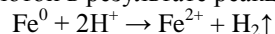
Примером электрохимической коррозии является коррозия железа в контакте с медью в растворе кислоты. При таком контакте возникает гальваническая пара. Более активный металл железо (анод) окисляется, посылая электроны атомам меди, и переходит в раствор в виде ионов:



Ионы водорода из кислоты на катоде (меди), принимая электроны, восстанавливаются:

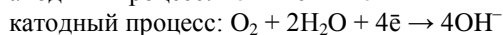
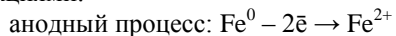


Железо может растворяться и при непосредственном взаимодействии с кислотой в результате реакции:



Однако скорость этой реакции очень мала по сравнению со скоростью растворения железа как анода гальванической пары.

Коррозия железа в нейтральной среде характеризуется следующими реакциями:



Большое значение в процессе коррозии имеет поляризация электродов, образование пленок на металлах, перенапряжение водорода.

Если бы в коррозионных гальванических элементах не происходила поляризация электродов, то процессы коррозии протекали бы с такой скоростью, что железо и ряд других металлов потеряли бы свое значение в технике.

Коррозионную стойкость металла, т.е. способность их не поддаваться

окислению, оценивают, руководствуясь значениями электродных потенциалов. Металлы с более отрицательными электродными потенциалами являются более сильными восстановителями, они легче окисляются.

Наряду с электродными потенциалами следует учитывать образование защитной оксидной пленки на металле. Некоторые металлы при соприкосновении с кислородом воздуха или в агрессивной среде переходят в пассивное состояние, при котором резко замедляется коррозия.

В таких случаях на поверхности металла образуется плотная защитная оксидная пленка, которая препятствует контакту металла со средой. Вещества, способствующие образованию таких пленок, называются пассиваторами. Наиболее распространенными пассиваторами для некоторых металлов являются кислород, дихроматы, кислоты.

Для предупреждения коррозии и защиты от нее применяются разнообразные методы.

Одним из способов защиты металлов от коррозии являются покрытия конструкций органическими веществами (краски, смолы, мастики, масла) или металлами. Если защищаемый металл покрыт более активным металлом – это анодное покрытие (оцинкованное железо), менее активным – катодное (луженое железо, покрыто оловом). Для замедления коррозии металлических изделий в ограниченном объеме в электролит вводят вещества, называемые замедлителями коррозии, или ингибиторами. Для защиты больших металлических конструкций применяют электрохимические методы (катодная и протекторная защита).

Лабораторная работа № 10 **КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ**

Цель работы – изучение электрохимической коррозии металлов.

Задача – выявить основные причины электрохимической коррозии, факторы, способствующие коррозии, и методы защиты от нее.

Постановка задачи – выполнить все опыты, строго соблюдая правила техники безопасности, написать уравнения реакций с указанием условий проведения опытов, результатов наблюдений и выводов.

Опыт 1. Электрохимическая коррозия железа.

Предварительно выполнить реакцию на ион двухвалентного железа. Для этого в пробирку налить 1...2 мл воды, прибавить 2...3 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль) и столько же раствора $FeSO_4$. Наблюдать появление синего окрашивания раствора вследствие образования турбулевого сини $Fe_3 [Fe(CN)_6]_2$.

Налить в чистую пробирку на 3/4 ее объема дистиллированной воды и добавить по 4...5 капель раствора серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия. Раствор перемешать палочкой и отлить половину его во вторую пробирку. Опустить в одну пробирку с приготовленным раствором железную конторскую скрепку со вставленным в нее кусочком олова, во вторую – скрепку с кусочком цинка. Через несколько минут наблюдать появление турбулевого сини в одной из пробирок вследствие наличия ионов Fe^{2+} в растворе.

Объяснить появление ионов Fe^{2+} в пробирке, учитывая, что металлы

образуют гальваническую пару. На поверхности какого металла выделяется в этом случае водород?

Почему появилась синяя окраска во второй пробирке значительно позднее? Показать схему перехода электронов в образовавшейся здесь гальванической паре. Ионы какого металла переходят в раствор в данном случае?

На основании этого опыта объяснить, почему оцинкованное железо более устойчиво против коррозии, чем луженое.

Опыт 2. Коррозия алюминия при удалении с него защитной оксидной пленки.

Алюминиевую проволоку погрузить на 1...2 мин в раствор гидроксида натрия для разрушения защитной поверхностной пленки оксида алюминия. Промыть проволоку и опустить ее в раствор нитрата ртути (II). Через 2 мин. вынуть проволоку из раствора, ополоснуть водой, вытереть фильтровальной бумагой и понаблюдать за окислением. Через 5 мин снять бумагой слой образовавшегося гидроксида алюминия. Погрузить проволоку в пробирку с водой. Сравнить отношение к воде участка проволоки, с которого снята оксидная пленка, и участка, на котором сохранился слой оксида алюминия.

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида алюминия со щелочью, алюминия с солью ртути (II) и окисления металла на воздухе. Объяснить причину быстрой коррозии алюминия.

Опыт 3. Влияние иона хлора на коррозию.

В две пробирки налить раствор сульфата меди и в каждую опустить по алюминиевой проволоке. Затем в одну из пробирок добавить небольшое количество раствора хлорида натрия. Ионы хлора разрушают защитную пленку на поверхности алюминия.

В каком случае быстрее протекает коррозия? Объяснить результаты опыта. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Пассивирование алюминия и железа.

а) В пробирку налить 1...2 мл раствора серной кислоты и опустить железный гвоздь, предварительно очищенный наждачной бумагой. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. Добавьте к раствору 2...4 мл раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$. Что происходит? Объяснить, почему прекращается выделение водорода при прибавлении $K_2Cr_2O_7$.

б) Опыт выполнять в вытяжном шкафу. Алюминиевую проволочку очищают наждачной бумагой и погружают в пробирку с разбавленной серной кислотой. Отметить интенсивность выделения водорода. Налить в другую пробирку 4...5 мл концентрированной азотной кислоты, перенести в нее алюминиевую проволоку. Вынуть проволоку из концентрированной азотной кислоты и снова поместить в пробирку с разбавленной серной кислотой. Как изменилась интенсивность выделения водорода? Объяснить, почему концентрированная HNO_3 делает алюминий стойким к коррозии.

Написать уравнение взаимодействия алюминия с разбавленной серной кислотой.

Опыт 5. Защита металла от коррозии ингибитором.

В две пробирки налить по 1...2 мл разбавленной соляной кислоты и опустить по кусочку цинка, по возможности, одинакового размера. Когда выделение водорода станет достаточно интенсивным, прибавьте в одну из

пробирок порошка уротропина.

Как изменяется интенсивность выделения водорода после прибавления уротропина. Объясните наблюдаемое явление. Составьте уравнение реакции.

Контрольные вопросы

1. Что такое коррозия металлов?
2. В чем отличие электрохимической коррозии от химической?
3. Как будет протекать в кислой среде коррозия магния, находящегося в контакте с оловом? Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
4. В каком случае коррозия железа будет происходить быстрее: в случае луженого или оцинкованного? Приведите схему работы гальванических пар.
5. Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?
6. Какие покрытия называются анодными и катодными?
7. Как будет протекать коррозия железа в кислой среде, покрытого: а) хромом, б) никелем, в) алюминием (в случае нарушения целостности покрытия)?
8. Что такое пассиваторы и активаторы коррозии?
9. На чем основано применение ингибиторов коррозии?

Список рекомендуемой литературы

- а) основная: [1] с. 536-543;
- в) методическая: [1] с. 87-94; [4] с. 77-80; [5] с. 85-87.

ПОКАЗАТЕЛИ, КРИТЕРИИ И ОЦЕНИВАНИЕ РАБОТЫ СТУДЕНТА НА ЛАБОРАТОРНОМ ЗАНЯТИИ ПО ХИМИИ

Лабораторная работа считается выполненной при соблюдении следующих указаний: а) предварительной подготовке к работе; б) тщательного проведения опытов; в) внесения в тетрадь записей, включающих уравнения реакций, краткое описание течения процесса, условия проведения опытов, результаты наблюдений, выводы; г) защиты лабораторной работы. На защите студент должен уметь объяснить любой опыт или расчет и ответить на билет тестового задания по теме лабораторной работы. Билет состоит из пяти вопросов, на которые имеются 4...5 вариантов ответов (один правильный) и оценивается по государственной шкале. По количеству правильных ответов на вопросы выставляется оценка: 5, 4, 3 или 2 балла.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

а) основная литература:

1. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1: учебник для вузов / Н. Л. Глинка; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2023. — 353 с. — (Высшее образование). ISBN 978-5-9916-9353-0. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/512502>.

2. Сталюгин, В. В. Общая химия. Руководство к практическим и лабораторным занятиям: учебное пособие [Электронный ресурс] : текстовое учебное электронное издание на компакт-диске / В.В. Сталюгин, В.И. Михайлов, А.Г. Краснов; Федер. гос. бюджет. образоват. учреждение высш. образования «Сыктыв. гос. ун-т им. Питирима

Сорокина». – Электрон. текстовые дан. (8,7 Мб) – Сыктывкар : Изд-во СГУ им. Питирима Сорокина, 2021 – 1 опт. компакт-диск (CD-ROM). – Систем. требования: ПК не ниже класса Pentium III ; 256 Мб RAM ; не менее 1,4 Гб на винчестере ; Windows XP с пакетом обновления 2 (SP2) ; Microsoft Office 2003 и выше ; видеокарта с памятью не менее 32 Мб ; экран с разрешением не менее 1024 × 768 точек ; 4-скоростной дисковод (CD-ROM) и выше ; мышь. – Загл. с титул. экрана.– ISBN 978-5-87661-681-4

3. Балашова О.М., Химия : сб. задач / О.М. Балашова и др. - М. : МИСиС, 2019. - 148 с. - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : http://www.studentlibrary.ru/book/Misis_292.html

б) дополнительная литература:

1. Семенов И. Н., Химия: Учебник для вузов / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. - 656 с. - ISBN 978-5-9388-291-5 - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>

2. Пресс И.А. Основы общей химии. Учебное пособие / Пресс И.А.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017.— 352 с. Режим доступа: <https://www.twirpx.com/file/2487250/>

в) методические рекомендации:

1. Конспект лекций по дисциплине «Химия» для студентов направления подготовки 44.03.04, 21.05.04. / Чернышева Р.Г. – Стаханов: СУНИГОТ, 2019. – 105 с.

2. Химия. Методические указания к практическим занятиям для студентов направления подготовки 44.03.04, 21.05.04. / Чернышева Р.Г. – Стаханов: СУНИГОТ, 2019. – 72 с.

3. Методические указания к лабораторным работам по "Химии" для студентов направления подготовки 44.03.04, 21.05.04 дневной и заочной форм обучения. / Чернышева Р. Г. – Стаханов: СУНИГОТ, 2018. – 52 с.

4. Методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов заочной формы обучения направления подготовки «Профессиональное обучение (по отраслям)». / Чернышева Р. Г. – Стаханов: ГОУ ВО ЛНР «ЛГУ им. В.ДАЛЯ», 2021, – 96 с.

5. Методические указания к самостоятельной работе по дисциплине

«Химия» для студентов очной формы обучения направления подготовки Профессиональное обучение (по отраслям), профили: «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом». / Сост.: Р.Г. Чернышева – Стаханов: ГОУ ВО ЛНР «ЛГУ им. В.ДАЛЯ», – 107 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1. Степень диссоциации электролитов в 0,1н. водных растворах при 18° С

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %	Электролит	Формула	Степень диссоциации, %
Кислоты			Основания		
Нитратная	HNO_3	92	Калий гидроксид	KOH	91
Хлоридная	HCl	91	Натрий гидроксид	NaOH	92
Сульфатная	H_2SO_4	58	Аммоний гидроксид	NH_4OH	1,3
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	31	Соли		
Фосфатная	H_3PO_4	26	Натрий хлорид	NaCl	84
Сульфитная	H_2SO_3	20	Калий хлорид	KCl	86
Фторидная	HF	15	Натрий сульфат	Na_2SO_4	72
Уксусная	CH_3COOH	1,3	Магний хлорид	MgCl_2	72
Карбонатная	H_2CO_3	0,17	Алюминий хлорид	AlCl_3	65
Сульфидная	H_2S	0,07	Купрум сульфат	CuSO_4	40

Таблица 2. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25° С

Электролит	Формула	К	Значение
Нитритная кислота	HNO_2	K_1	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Аммония гидроксид	NH_4OH	K_1	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Борная кислота	H_3BO_3	K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Водород пероксид	H_2O_2	K_1	$2,6 \cdot 10^{-12}$
Силикатная кислота	H_2SiO_3	K_1	$2,2 \cdot 10^{-10}$
		K_2	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Сульфитная кислота	H_2SO_3	K_1	$1,6 \cdot 10^{-2}$
		K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$
Сульфидная кислота	H_2S	K_1	$6 \cdot 10^{-8}$
		K_2	$1 \cdot 10^{-14}$
Карбонатная кислота	H_2CO_3	K_1	$4,5 \cdot 10^{-7}$
		K_2	$4,7 \cdot 10^{-11}$

Уксусная кислота	CH_3COOH	K_1	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фосфатная кислота	H_3PO_4	K_1	$7,5 \cdot 10^{-3}$
		K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$
		K_3	$1,3 \cdot 10^{-12}$

Таблица 3. Произведения растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 С⁰

Электролит	Значение ПР	Электролит	Значение ПР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag_2CrO_4	$4 \cdot 10^{-12}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag_2S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag_2SO_4	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO_4	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl_2	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaC_2O_4	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI_2	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF_2	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO_4	$1,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-29}$	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2 \cdot 10^{-14}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-17}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-29}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблица 4 – Растворимость солей и оснований в воде

Анионы	КАТИОНЫ																		
	Li ⁺	Na ⁺ K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	-	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	м	-	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	-	н	р	р	р	р	р	н	р	р	н	-	р	р	-	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р	-	р	р
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	-	-	р	-	р
S ²⁻	р	р	р	н	н	-	р	р	р	н	н	-	н	н	н	-	н	н	р
SO ₃ ²⁻	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	н	-	н	-	н
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	-	р	р	н	-	р	р	р	р
CO ₃ ²⁻	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	-	-	н	н	-	н	-	н
SiO ₃ ²⁻	р	р	-	-	-	н	н	н	н	н	-	н	-	н	-	-	н	н	н
CrO ₄ ²⁻	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	-	-	н	н	р	н	-	-
PO ₄ ³⁻	н	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH ⁻	р	р	р	н	-	н	м	м	р	н	-	н	н	н	н	н	н	н	н

Примечание: р - растворимое, м - малорастворимое, н - практически нерастворимое вещество (прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Таблица 5. Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов (ряд напряжений)

Электрод	E ⁰ , В	Электрод	E ⁰ , В
Li / Li ⁺	-3,045	Cd / Cd ²⁺	-0,403
Rb / Rb ⁺	-2,925	Co / Co	-0,277
K / K ⁺	-2,924	Ni / Ni ²⁺	-0,25
Cs / Cs ⁺	-2,923	Sn / Sn ²⁺	-0,136
Ba / Ba ²⁺	-2,90	Pb / Pb ²⁺	-0,127
Ca / Ca ²⁺	-2,87	Fe / Fe ³⁺	-0,037
Na / Na ⁺	-2,714	H ₂ / 2H ⁺	0,000
Mg / Mg ²⁺	-2,37	Sb / Sb ³⁺	+0,20
Al / Al ³⁺	-1,70	Bi / Bi ³	+0,215
Tl / Tl ²⁺	-1,603	Cu / Cu ²⁺	+0,34
Zr / Zr ⁴⁺	-1,58	Cu / Cu ⁺	+0,52
Mn / Mn ²⁺	-1,18	2Hg / Hg ²⁺	+0,79

V / V ²⁺	-1,18	Ag / Ag ⁺	+0,80
Cr / Cr ²⁺	-0,913	Hg / Hg ²⁺	+0,85
Zn / Zn ²⁺	-0,763	Pt / Pt ²⁺	+1,19
Cr / Cr ³⁺	-0,74	Au / Au ³⁺	+1,50
Fe / Fe ²⁺	-0,44	Au / Au ⁺	+1,70

Таблица 6. Плотность растворов некоторых кислот, щелочей и аммиака при 20⁰ С, г/см³

Концентрация, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
1	2	3	4	5	6	7
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181,	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,396	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
42	1,324	1,264		1,437	1,458	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
46	1,361	1,290		1,485	1,499	

48	1,380	1,303		1,511	1,519	
50	1,399	1,316		1,538	1,540	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
54	1,439	1,340		1,590	1,580	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
58	1,482	1,362			1,622	
60	1,503	1,373			1,643	
62	1,525	1,384				
64	1,547	1,394				
66	1,571	1,403				
68	1,594	1,412				
70	1,617	1,421				
72	1,640	1,429				
74	1,664	1,437				
76	1,687	1,445				
78	1,710	1,453				
80	1,732	1,460				
82	1,755	1,467				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
90	1,819	1,491				
92	1,830	1,496				
94	1,837	1,500				
96	1,841	1,510				
100	1,838.	1,522				

Учебное издание

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по дисциплине

«ХИМИЯ»

к лабораторным работам

для студентов направления подготовки

Профессиональное обучение (по отраслям),

Профили: «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом».

С о с т а в и т е л ь:

Раиса Григорьевна Чернышева

Печатается в авторской редакции.

Компьютерная верстка и оригинал-макет автора.

Подписано в печать _____

Формат 60x84¹/₁₆. Бумага типограф. Гарнитура Times

Печать офсетная. Усл. печ. л. _____. Уч.-изд. л. _____

Тираж 100 экз. Изд. № _____. Заказ № _____. Цена договорная.

Издательство Луганского государственного
университета имени Владимира Даля

*Свидетельство о государственной регистрации издательства
МИ-СРГ ИД 000003 от 20 ноября 2015г.*

Адрес издательства: 91034, г. Луганск, кв. Молодежный, 20а

Телефон: 8 (0642) 41-34-12, **факс:** 8 (0642) 41-31-60

E-mail: izdat.lguv.dal@gmail.com

http: //izdat.dahluniver.ru/