

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА  
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
АГРАРНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**ХИМИЯ.**  
**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ**

*Рекомендовано Учебно-методическим объединением  
по аграрному техническому образованию  
в качестве учебно-методического пособия  
для студентов учреждений высшего образования  
по группе специальностей 74 06 «Агроинженерия»  
и специальности 1-36 12 01 «Проектирование и производство  
сельскохозяйственной техники»*

Минск  
БГАТУ  
2021

УДК 54(07)  
ББК 24я7  
Б93

Составители:  
кандидат химических наук, доцент *И. Б. Бутылина*  
старший преподаватель *А. А. Нехайчик*

Рецензенты:  
кафедра аналитической химии  
УО «Белорусский государственный университет»  
(кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой *С. М. Лецев*);  
кандидат химических наук, доцент кафедры химии,  
технологии электрохимических производств и материалов  
электронной техники УО «Белорусский государственный  
технологический университет» *А. И. Волков*

**Бутылина, И. Б.**  
Б93 Химия. Лабораторный практикум : учебно-методическое пособие /  
И. Б. Бутылина, А. А. Нехайчик. – Минск : БГАТУ, 2021. – 152 с.  
ISBN 978-985-25-0106-4.

Представлены теоретические и практические материалы для выполнения лабораторных работ по основным разделам дисциплины «Химия».

Для студентов учреждений высшего образования группы специальностей 74 06 «Агроинженерия» и специальностей: 1-36 12 01 «Проектирование и производство сельскохозяйственной техники»; 1-53 01 01 «Автоматизация технологических процессов и производств» (по направлениям); 1-54 01 01 «Метрология, стандартизация и сертификация» (по направлениям) дневной и заочной форм обучения.

УДК 54(07)  
ББК 24я7

ISBN 978-985-25-0106-4

© БГАТУ, 2021

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	5
Модуль № 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ	
<i>Лабораторная работа № 1.1.</i> Классификация, номенклатура и получение неорганических соединений.....	11
<i>Лабораторная работа № 1.2.</i> Свойства железа и алюминия.....	20
<i>Лабораторная работа № 1.3.</i> Комплексные соединения и их свойства.....	28
<i>Лабораторная работа № 1.4.</i> Способы выражения состава растворов.....	36
<i>Лабораторная работа № 1.5.</i> Определение жесткости воды.....	41
<i>Лабораторная работа № 1.6.</i> Химическая кинетика и равновесие.....	49
<i>Лабораторная работа № 1.7.</i> Энергетика химических процессов.....	55
Модуль № 2. РАСТВОРЫ. ГЕТЕРОГЕННЫЕ СИСТЕМЫ. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ	
<i>Лабораторная работа № 2.1.</i> Определение температуры замерзания антифриза.....	63
<i>Лабораторная работа № 2.2.</i> Гидролиз солей.....	66
<i>Лабораторная работа № 2.3.</i> Грубодисперсные и коллоидные системы.....	73
<i>Лабораторная работа № 2.4.</i> Окислительно- восстановительные реакции.....	81
<i>Лабораторная работа № 2.5.</i> Ряд напряжений металлов. Гальванические элементы.....	87
<i>Лабораторная работа № 2.6.</i> Коррозия металлов.....	92
<i>Лабораторная работа № 2.7.</i> Электролиз водных растворов электролитов.....	100

Модуль № 3. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ  
ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ. СПЕЦИАЛЬНЫЕ  
ВОПРОСЫ ХИМИИ ДЛЯ РАЗНЫХ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ

<i>Лабораторная работа № 3.1. Свойства свинца и свинцовый аккумулятор.....</i>	108
<i>Лабораторная работа № 3.2. Получение и физико-химические свойства углеводов.....</i>	114
<i>Лабораторная работа № 3.3. Исследование физико-химических свойств полимерных материалов.....</i>	130
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	140
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	141

## ВВЕДЕНИЕ

В лабораторном практикуме по дисциплине «Химия» обобщен опыт организации образовательного процесса на кафедре химии в Белорусском государственном аграрном техническом университете.

Лабораторный практикум составлен в соответствии с учебной программой по учебной дисциплине «Химия». При выборе лабораторных работ учитывались особенности всех специальностей направления образования 74 06 «Агроинженерия».

Специфика преподавания химии студентам нехимических специальностей состоит в том, что требуется в короткий срок научить их основным приемам экспериментальной работы. Помимо этого студенты учатся наблюдать и самостоятельно делать выводы, что чрезвычайно важно для закрепления и более глубокого осмысления теоретического материала.

Каждая лабораторная работа не только содержит описание экспериментальной части, но и включает в себя теоретическую часть с контрольными вопросами по данной теме. При описании опытов авторы ставили перед собой цель: привить студентам навыки самостоятельного теоретического толкования наблюдений и выводов, вытекающих из эксперимента. Поэтому в экспериментальной части лабораторных работ поставлен ряд вопросов и даны указания, на что следует обратить внимание, каким образом формулировать выводы и т. д.

Учебный материал в курсе «Химия» разделен на 3 модуля:

1. Атомно-молекулярное учение. Строение вещества. Основные закономерности протекания химических реакций.

2. Растворы. Гетерогенные системы. Основы электрохимии.

3. Общая характеристика химических элементов и их соединений. Специальные вопросы химии для разных специальностей.

В результате изучения дисциплины студент *должен знать*:

– основные понятия, законы, теории и сущность химических явлений и процессов;

– новейшие достижения в области химии и перспективы их использования;

*уметь:*

- применять основные законы химии в инженерной деятельности;
- использовать теоретические и экспериментальные химические методы исследований для решения конкретных инженерных задач;
- самостоятельно изучать химическую литературу с целью повышения квалификации;

*владеть:*

- физико-химическими методами исследований в практической деятельности;
- навыками планирования химического эксперимента и обработки экспериментальных данных;
- навыками грамотного и безопасного обращения с химическими реактивами.

### **Требования, предъявляемые к выполнению лабораторной работы**

Успешное усвоение материала, предусмотренного учебной программой, возможно только в результате систематической работы студента над каждой темой: изучение теоретического материала, его применение при решении задач и выполнении лабораторных работ.

*К лабораторной работе студент должен:*

- 1) изучить программный теоретический материал по данной теме, пользуясь учебником, конспектом лекций и учебно-методическим комплексом;
- 2) в тетради для лабораторных работ оформить соответствующий макет отчета по лабораторной работе (прилож. 1);
- 3) научиться решать типовые задачи по данной теме;
- 4) выполнить задание предлабораторного контроля и получить у преподавателя допуск к выполнению лабораторной работы.

После этого студент может приступить к выполнению лабораторной работы.

*Отчет по лабораторной работе должен включать:*

- 1) номер лабораторной работы;
- 2) название лабораторной работы;
- 3) цель лабораторной работы;
- 4) решенную задачу предлабораторного контроля;

- 5) конспект теоретической части;
- 6) экспериментальную часть: схема опыта, рисунки, таблицы (заполняются при выполнении работы);
- 7) наблюдения и обработку результатов;
- 8) выводы;
- 9) решенную контрольную задачу;
- 10) задачу II уровня.

После окончания лабораторной работы студент приводит в порядок рабочее место. По каждой выполненной работы студент получает оценку, при этом он предъявляет преподавателю свою тетрадь с полностью оформленным отчетом по лабораторной работе. При сдаче работы студент должен хорошо разбираться в теоретических вопросах, относящихся к выполняемой работе, ясно излагать условия опыта, описывать наблюдавшиеся явления, уметь составлять уравнения протекающих реакций, делать соответствующие выводы.

### **Правила работы в химической лаборатории**

1. Работайте аккуратно, без лишней торопливости; соблюдайте в лаборатории тишину.
2. Работайте всегда на одном и том же месте (желательно в халате).
3. Не загромождайте рабочее место портфелями, свертками, сумками и т. п. Для них в лаборатории отведены специальные столы.
4. Прежде, чем приступить к работе по данной теме, тщательно изучите ее описание. Необходимые приборы и реактивы находятся на рабочем столе.
5. Внимательно наблюдайте за ходом опыта, отмечая и записывая каждую его особенность (выпадение и растворение осадков, изменение окраски, температуры и т. д.).
6. Расходуйте для осуществления химических реакций то количество реактивов, которое рекомендовано в экспериментальной части выполнения опыта, если нет специальных указаний – минимальное.
7. Не уносите приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Закрывайте склянки с реактивами соответствующими пробками, не путайте их во избежание загрязнения реактивов.

8. Работы с вредными веществами проводите только в вытяжном шкафу. Концентрированные кислоты и щелочи наливайте осторожно в вытяжном шкафу; не уносите их на свои рабочие столы.

9. Если случайно прольете кислоту или щелочь, то быстро смойте их водой, потом обратитесь к дежурному лаборанту и по его указанию приведите в надлежащий порядок свое рабочее место.

10. Не выливайте в раковину отработанные концентрированные кислоты и щелочи, а используйте для этого специально отведенную посуду, установленную в вытяжном шкафу. Отработанные металлы складировать в специальную емкость. Бумагу и остатки твердых веществ бросайте в урну.

11. При работе постоянно следите за тем, чтобы реактивы (особенно кислоты, щелочи) не попадали на лицо, руки, одежду.

12. В случае ожога (пламенем горелки или горячим предметом) обожженное место смочите раствором перманганата калия. Можно приложить вату, смоченную жидкостью от ожога.

13. При разбавлении щелочей, кислот и других химически активных веществ, а также при мытье посуды с веществами, разъедающими кожу рук, обязательно надевайте резиновые перчатки.

14. В конце работы уберите рабочее место, выключите воду, электроприборы.

#### ***Запрещается:***

1. Работать с включенными электроприборами одному.

2. Вдыхать (нюхать) выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду. Если нужно понюхать газ, то следует сделать это осторожно, слегка направляя рукой поток воздуха к себе.

3. Принимать пищу в химической лаборатории.

4. Работать в химической лаборатории в неаккуратно застегнутой одежде, с неподбранными волосами.

5. Нагревать на открытом огне горючие жидкости.

6. При нагревании реактивов или жидкостей наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг на лицо, одежду, обувь.

7. При нагревании жидкостей в колбе держать ее отверстием к себе или в сторону соседа.

8. Сливать горячие растворы в толстостенную посуду.

После прохождения инструктажа по технике безопасности каждый студент расписывается в специальном журнале по технике безопасности, который хранится у ответственного на кафедре.



## Меры оказания первой помощи пострадавшим при несчастных случаях

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка, содержащая необходимые медикаменты и кровоостанавливающие средства.

*Порезы.* Наиболее распространенным видом травм являются порезы. При ранении стеклом необходимо убедиться, что в ране нет остатков стекла, удалить кровь с места пореза ватой или бинтом, смоченным в растворе перманганата калия, перекиси водорода или спирте, смазать кожу вокруг раны йодом, перевязать.

*Ожоги кислотами (серная, азотная, и др.).* Промыть место ожога большим количеством воды, затем 5%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода).

*Ожоги щелочами.* Промыть место ожога водой, затем 2%-ным раствором уксусной или борной кислоты, смазать вазелином или 5%-ным раствором перманганата калия, закрыть рану перевязочным материалом.

*Ожоги глаз.* При ожогах глаз кислотами хорошо промыть чистой водой или 2%-ным раствором питьевой соды, при ожогах глаз щелочами промыть их водой, затем 1%-ным раствором борной кислоты.

*Ожоги фенолом (карболовой кислотой).* Промыть место ожога спиртом.

*Отравления.* При отравлении кислотами прополоскать рот большим количеством воды или 5%-ным раствором гидрокарбоната натрия. Пить молоко, суспензию оксида магния. При отравлении щелочами прополоскать рот большим количеством воды, затем 1%-ным раствором уксусной или лимонной кислоты. При отравлении аммиаком необходимо выпить большое количество воды с добавлением уксуса или лимонного сока. Выпить яичный белок, молоко, растительное масло. Вывести пострадавшего на свежий воздух и предоставить ему покой. При отравлении фенолом (карболовой кислотой) необходимо вызвать рвоту. Выпить большое количество воды. Выпивать суспензию оксида магния в воде через каждые 5 минут. Можно выпить разбавленный раствор перманганата калия. При отравлении оксидом углерода(II) (угарным газом) необходимо

перенести пострадавшего на свежий воздух. При отравлении оксидами азота, парами азотной кислоты необходимо принять внутрь 2 г норсульфазола. Вдыхать кислород.

***Во всех случаях отравления необходимо вызвать врача!***

*Поражение электрическим током.* Необходимо выключить электрический ток или устранить контакт с источником тока при помощи резиновых перчаток или сухой деревянной палки. Пострадавшему сделать искусственное дыхание, давать для вдыхания кислород. Укрыть пострадавшего одеялами, обложить грелками.

# Модуль № 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

## Лабораторная работа № 1.1 КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА И ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

*Цель работы:*

- 1) закрепить знания по классификации и номенклатуре основных классов неорганических соединений;
- 2) закрепить знания по основным понятиям и законам химии;
- 3) экспериментально получить неорганические соединения различных классов.

### Теоретическая часть

Вещества в неорганической химии делятся на простые и сложные. Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входят два и более элемента.

На рисунке приведена схема классификации неорганических веществ.

Неметаллы:

- инертные (благородные) газы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn;
- галогены – F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, At;
- халькогены – O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, S<sub>8</sub>, Se, Te;
- пниктогены – N<sub>2</sub>, P, As.

К неметаллам относятся также H<sub>2</sub>, B, C.

*Сложные вещества* делятся на классы либо по составу (двух-элементные (или бинарные) и многоэлементные соединения), либо по химическим свойствам (кислотно-основным, окислительно-восстановительным и т. д.).

Важнейшими бинарными соединениями являются оксиды. По функциональным признакам сложные неорганические соединения подразделяются на классы: оксиды, гидроксиды (основания), кислоты, соли.

*Оксиды* (Э<sub>m</sub>O<sub>n</sub>) – это соединения элемента с кислородом. Например, CaO, CO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

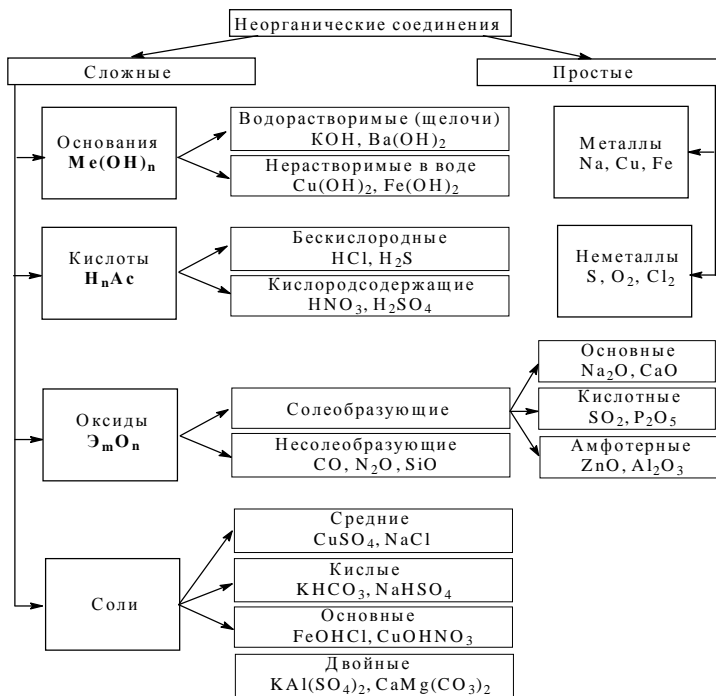


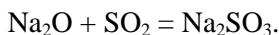
Рис. Основные классы неорганических соединений

Оксиды подразделяются:

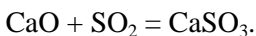
- на солеобразующие;
- несолеобразующие ( $CO, NO, N_2O$ ).

Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные, амфотерные.

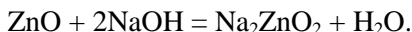
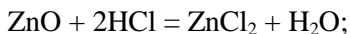
Основные оксиды – это оксиды, образующие соли с кислотами и кислотными оксидами:  $Na_2O, K_2O, CuO$ . Например:



Кислотные оксиды – это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основными оксидами и основаниями:  $SO_2, SO_3, P_2O_5$ . Например:



Амфотерные оксиды образуют при взаимодействии с водой гидратные формы кислотного и основного характера – амфолиты:  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Al_2O_3$ , например,



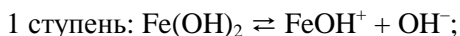
В названиях оксидов элементов переменной валентности необходимо указывать значение валентности в круглых скобках. Например,  $SO_3$  – оксид серы(VI),  $Fe_2O_3$  – оксид железа(III).

*Гидроксиды (основания) – соединения металлов с гидроксильными группами* ( $OH^-$ ). Общая формула может быть записана как  $Me(OH)_n$ . Например,  $Mg(OH)_2$ ,  $KOH$ ,  $Fe(OH)_3$ .

По теории электролитической диссоциации, основания – это вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов. Гидроксиды подразделяются на растворимые и нерастворимые в воде. В зависимости от числа гидроксильных групп, способных замещаться на кислотные остатки с образованием солей, гидроксиды бывают одно-, двух-, трехкислотные и т. д.:  $KOH$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ . Отличают также амфотерные гидроксиды –  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ . Растворимые в воде основания называются щелочами, например:  $KOH$  – калиевая щелочь. Название оснований состоит из названия металла и гидроксильной группы, например:  $KOH$  – гидроксид калия,  $Fe(OH)_3$  – гидроксид железа(III).

Гидроксиды сильных оснований диссоциируют полностью и необратимо. Например, гидроксид натрия:  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ .

Гидроксиды многовалентных металлов (слабые основания) в водных растворах диссоциируют ступенчато и обратимо. Например, для гидроксида железа(II)  $Fe(OH)_2$  эти процессы выглядят так:



*Кислоты – это вещества, состоящие из атомов водорода, которые могут замещаться металлами, и кислотных остатков (Ac).*

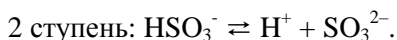
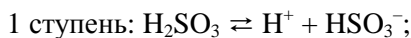
Общая формула кислот может быть записана как  $H_nA_c$ . По наличию атомов кислорода в молекуле кислоты бывают кислородсодержащие ( $H_2SO_4$ ) и бескислородные ( $HCl$ ).

По количеству атомов водорода кислоты подразделяются на одно-, двух- и трехосновные ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ).

По теории электролитической диссоциации кислоты – это вещества, способные диссоциировать в водных растворах на положительно заряженные ионы водорода и отрицательно заряженные кислотные остатки (анионы).

Сильные кислоты диссоциируют полностью и необратимо. Например, хлороводородная кислота:  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ .

Слабые кислоты с многовалентными кислотными остатками диссоциируют ступенчато и обратимо. Например, сернистая кислота:

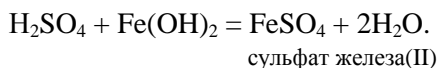


*Соли – вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и кислотных остатков.* Соли бывают средние (нормальные), кислые, основные, двойные, смешанные и комплексные.

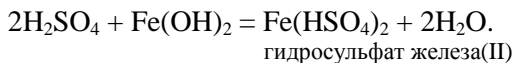
Согласно теории электролитической диссоциации солью называется химическое соединение, которое в водном растворе диссоциирует на положительно заряженные ионы металла (катионы) и анионы кислотных остатков. Соли являются сильными электролитами, поэтому их диссоциация протекает необратимо. Например, диссоциация хлорида алюминия выглядит так:



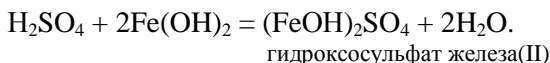
Если при образовании соли из кислоты и гидроксида все ионы водорода кислоты нейтрализованы гидроксильными группами, образуется средняя (нормальная) соль. Например:



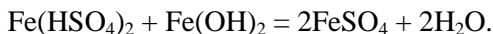
В случае избытка кислоты образуется кислая соль:



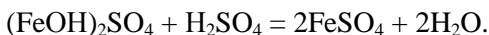
Образование основной соли в процессе нейтрализации наблюдается при избытке гидроксида:



Чтобы перевести кислую соль в среднюю, на нее необходимо подействовать соответствующим гидроксидом:



Для перевода основной соли в среднюю на нее необходимо подействовать соответствующей кислотой:



Название любой соли состоит из названия катиона и названия аниона: NaCl – хлорид натрия, BaCO<sub>3</sub> – карбонат бария.

*Двойные соли* – это соли, образующиеся при замещении атомов водорода в молекулах кислот на атомы двух разных металлов: CaMg(CO<sub>3</sub>) – карбонат кальция-магния, KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – сульфат алюминия-калия.

Название кислых солей образуется также, как и средних солей, при этом приставкой *гидро-* с соответствующими греческими числительными (ди-, три-, тетра- и т. д.) указывается число атомов водорода, оставшихся незамещенными в молекуле кислоты. Например, CaHPO<sub>4</sub> – гидроортофосфат кальция, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> – дигидроортофосфат натрия.

Название основных солей образуется так же, как и средних солей, при этом к названию средней соли прибавляется приставка *гидрокси-* с соответствующими греческими числительными. Например, CuOHNO<sub>3</sub> – гидроксонитрат меди(II), Al(OH)<sub>2</sub>Cl – дигидроксохлорид алюминия.

Систематическая номенклатура некоторых наиболее распространенных кислот и соответствующих им средних солей приведена в таблице.

Систематическая номенклатура кислот и солей

Формула кислоты	Номенклатура	
	Кислоты	Соли
$\text{HNO}_2$	Азотистая	Нитриты
$\text{HNO}_3$	Азотная	Нитраты
$\text{HBr}$	Бромоводородная	Бромиды
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Бихроматы
$\text{HI}$	Йодоводородная	Йодиды
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Кремниевая	Силикаты
$\text{HMnO}_4$	Марганцовая	Перманганаты
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфорная	Ортофосфаты
$\text{HPO}_3$	Метафосфорная	Метафосфаты
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сернистая	Сульфиты
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Серная	Сульфаты
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводородная	Сульфиды
$\text{HCl}$	Хлороводородная	Хлориды
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угльная	Карбонаты
$\text{HClO}_4$	Хлорная	Перхлораты
$\text{HClO}_3$	Хлорноватая	Хлораты
$\text{HClO}_2$	Хлористая	Хлориты
$\text{HClO}$	Хлорноватистая	Гипохлориты
$\text{HCN}$	Циановодородная	Цианиды

### ***Основные понятия и законы химии***

Эквивалент – частица вещества ( $X$ ), которая может проявлять себя так же, как катион водорода в кислотно-основных химических реакциях или как электрон в окислительно-восстановительных реакциях. Число эквивалентности  $Z$  определяют по химической реакции, в которой участвует данное вещество.

Молярная масса эквивалента вещества  $M_3(X)$  есть отношение молярной массы вещества  $M(X)$  к числу эквивалентности  $Z$ :

$$M_3(X) = \frac{M(X)}{Z}.$$



Единица измерения – г/моль, кг/кмоль.

Для разных классов соединения число эквивалентности  $Z$  определяется следующим образом:

– для кислот – число атомов водорода, способных замещаться на атомы металла;

– для оснований – число гидроксильных групп, способных замещаться на анион кислотного остатка.

Для солей  $Z$  определяется по формуле

$$Z = B n,$$

где  $B$  – валентность атома металла в составе соли;

$n$  – число атомов металла.

Количество эквивалентов вещества  $n_3(X)$  (единица измерения – моль) равно произведению числа эквивалентности  $Z$  на количество вещества  $n(X)$ :

$$n_3(X) = Z n(X).$$

Молярный объем эквивалента газообразного вещества при н. у.  $V_3(X)$  есть отношение молярного объема газообразного вещества  $V_m(X)$  к числу эквивалентности:

$$V_3(X) = \frac{V_m(X)}{Z}.$$

*Закон эквивалентов:* вещества взаимодействуют друг с другом в равных количествах эквивалентов вещества –  $n_3(X_1) = n_3(X_2)$ .

Массы (объемы) реагирующих веществ пропорциональны их молярным массам (объемам) эквивалентов:

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M_3(X_1)}{M_3(X_2)}; \quad \frac{V(X_1)}{V(X_2)} = \frac{V_3(X_1)}{V_3(X_2)},$$

где  $m(X_1)$  и  $m(X_2)$  – массы реагирующих веществ, г;

$M_3(X_1)$  и  $M_3(X_2)$  – молярные массы эквивалентов реагирующих веществ, г/моль;

$V_3(X_1)$ ,  $V_3(X_2)$  – молярные объемы эквивалентов газообразных веществ,  $\text{дм}^3/\text{моль}$ ;

$V(X_1)$ ,  $V(X_2)$  – объемы газов при н. у.,  $\text{дм}^3$ .

Если одно из реагирующих веществ – газ, то закон эквивалентов можно записать в следующем виде:

$$\frac{m(X_1)}{V(X_2)} = \frac{M_3(X_1)}{V_3(X_2)}.$$

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Получение малорастворимых гидроксидов

#### *Выполнение опыта*

В одну пробирку налейте  $1 \text{ см}^3$  0,5 н. раствора хлорида железа(III) или сульфата железа(III), в другую –  $1 \text{ см}^3$  0,5 н. сульфата меди(II), в третью –  $1 \text{ см}^3$  0,5 н. раствора хлорида аммония. В каждую пробирку по каплям прибавьте 2 н. раствор гидроксида натрия или гидроксида калия до появления осадков.

#### *Наблюдения и выводы*

1. Отметьте цвет образовавшихся осадков.
2. Составьте уравнения соответствующих молекулярных и ионно-молекулярных реакций.
3. Назовите образовавшиеся гидроксиды и классифицируйте их.

### Опыт 2. Получение малорастворимой кислоты

#### *Выполнение опыта*

В пробирку налейте  $1 \text{ см}^3$  раствора силиката натрия (силикатный клей) с массовой долей 10 %. Добавьте несколько капель 1 н. раствора соляной кислоты до образования осадка.

#### *Наблюдения и выводы*

1. Какая малорастворимая кислота образовалась?
2. Составьте уравнения соответствующих молекулярных и ионно-молекулярных реакций.
3. Назовите получившуюся кислоту и дайте ее классификацию.

### Опыт 3. Получение малорастворимых солей

#### *Выполнение опыта*

В две пробирки налейте по  $1 \text{ см}^3$  0,1 н. раствора нитрата свинца(II), в одну добавьте несколько капель 2 н. раствора серной

кислоты, во вторую – несколько капель 0,5 н. раствора йодида калия до образования осадков. В третью пробирку налейте 1 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора хлорида железа(II) или сульфата железа(II), добавьте несколько капель 0,5 н. раствора сульфида натрия до образования осадка.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте цвет образовавшихся осадков.
2. Составьте уравнения соответствующих молекулярных и ионно-молекулярных реакций.
3. Назовите полученные соли и классифицируйте их.

#### **Контрольные вопросы**

1. Какие вещества называются оксидами? Приведите их классификацию.
2. Какие вещества называются гидроксидами? Приведите их классификацию.
3. Какие вещества называются кислотами? Приведите их классификацию.
4. Что такое соли? Как перевести кислоту и основную соли в среднюю?
5. Как по систематической номенклатуре составляются названия солей?
6. Как определяется молярная масса эквивалента вещества – кислоты, гидроксида, соли?
7. Как рассчитать молярный объем эквивалента газообразного вещества (н. у.)?
8. Как формулируется и математически записывается закон эквивалентов?

## Лабораторная работа № 1.2 СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА И АЛЮМИНИЯ

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретические знания об электронном строении и физико-химических свойствах железа и алюминия;
- 2) исследовать взаимодействие алюминия и железа с кислотами различных концентраций и температур.

### Теоретическая часть

Вся совокупность сложных движений электронов в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным ( $n$ ), орбитальным ( $l$ ), магнитным ( $m_l$ ) и спиновым ( $m_s$ ).

Главное квантовое число ( $n$ ) определяет энергию электрона в атоме и размер электронного облака. Чем больше  $n$ , тем дальше от ядра атома располагается область наиболее вероятного нахождения электрона. Главное квантовое число принимает положительные целочисленные значения от единицы до бесконечно больших чисел: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ...,  $\infty$ . В некоторых случаях при составлении электронных формул и электронно-графических схем для обозначения главного квантового числа используют прописные буквы латинского алфавита:  $K, L, M, N, O, P, Q, \dots, \infty$ .

Орбитальное (побочное) квантовое число ( $l$ ) определяет форму электронного облака. Квантовое число  $l$ , целое и неотрицательное, возможные значения данного числа зависят от значения главного квантового числа и, не превышая значения ( $n - 1$ ), изменяются в ряду: 0, 1, 2, 3, ..., ( $n - 1$ ). В написании электронных схем и формул значениям  $l = 0, 1, 2, 3$  соответствуют буквы латинского алфавита  $s, p, d, f$ .

Магнитное квантовое число ( $m_l$ ) определяет возможные ориентации электронного облака в магнитном поле атома. Число таких ориентаций равно количеству возможных значений магнитного квантового числа, принимающего целочисленные значения и по модулю не превышающие значение орбитального квантового числа  $l$ :

$$m_l = -l, \dots, -2, -1, 0, +1, +2, \dots, +l.$$

Спиновое квантовое число ( $m_s$ ) отражает наличие у электрона собственного момента количества вращательного движения и принимает значения  $+1/2$  и  $-1/2$ . Положительное и отрицательное значения спина связаны с его направлением «вращения». Поскольку спин – величина векторная в электронно-графических схемах, спиновое число условно обозначают стрелками:  $m_s = +1/2$  ( $\uparrow$ ),  $m_s = -1/2$  ( $\downarrow$ ).

### ***Сравнительные характеристики химических элементов***

Среди важнейших характеристик атома, определяющих его химические свойства, выделяют следующие:

- количество электронов на внешнем электронном уровне;
- атомный и ионный радиусы ( $r$ );
- энергия ионизации ( $E_{и}$ );
- энергия сродства к электрону ( $E_{\varrho}$ );
- относительная электроотрицательность (ОЭО) (значения ОЭО приведены в прилож. 3);
- восстановительная активность (ВА);
- окислительная активность (ОА).

Периодичность в изменении заполненности внешнего электронного уровня определяет периодичность в изменении важной характеристики состояния атома – валентности (степени окисления – в молекуле).

В основном в Периодической таблице химических элементов можно наблюдать следующие изменения свойств атомов. В периодах слева направо атомные радиусы элементов уменьшаются, энергия ионизации увеличивается, энергия сродства к электрону уменьшается, электроотрицательность увеличивается, ВА уменьшается, ОА увеличивается. В группах сверху вниз атомные радиусы увеличиваются, энергия ионизации уменьшается, энергия сродства к электрону увеличивается, электроотрицательность уменьшается, ВА увеличивается, ОА уменьшается.

Инженер в своей работе постоянно имеет дело с металлами. Знание их свойств – физических, химических, конструкционных, электротехнических – неперенное условие высокой инженерной квалификации. Металлы применяются в чистом виде и в виде сплавов.

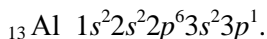
Большая часть металлов – тяжелые. Их свойства исключительно разнообразны, что определяет сферу их применения и поведение при эксплуатации.

Наиболее широко применяемыми являются: из тяжелых металлов – железо, из легких – алюминий, а также их сплавы в качестве конструкционных материалов различного назначения.

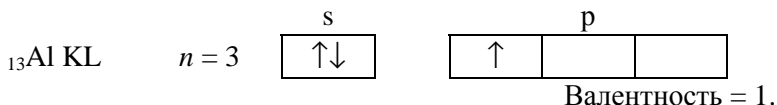
### Электронное строение атомов алюминия и железа

Алюминий – элемент III группы главной подгруппы, 3 периода, относится к  $p$ -электронному семейству.

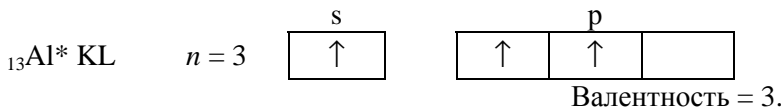
Электронная формула атома алюминия:



Два первых энергетических уровня ( $K$ ,  $L$ ) полностью заполнены, поэтому электронно-графическую схему в нормальном состоянии можно записать как:

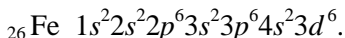


В возбужденном состоянии электронно-графическая схема выглядит так:

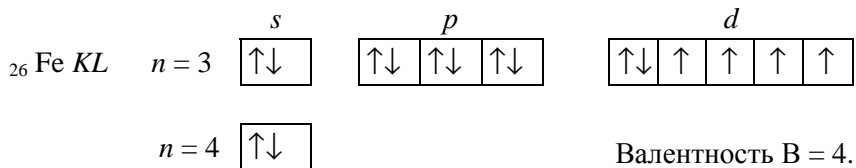


Поэтому алюминий в соединениях имеет постоянную степень окисления, равную +3.

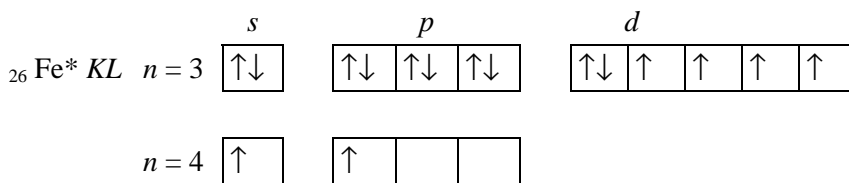
Железо – элемент VIII группы побочной подгруппы, 4 периода, относится к  $d$ -семейству. У  $d$ -элементов идет заполнение предпоследнего энергетического уровня, поэтому валентными являются не только электроны последнего уровня, но и  $d$ -электроны предпоследнего уровня. Электронная формула атома железа:



Два первых энергетических уровня ( $K$ ,  $L$ ) заполнены целиком, поэтому электронно-графическую схему в нормальном состоянии можно записать как:



При возбуждении распариванию подвергаются электроны только внешнего ( $n = 4$ ) уровня. Тогда в возбужденном состоянии электронно-графическая схема выглядит так:



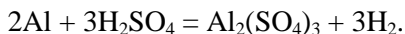
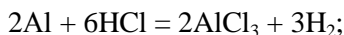
Валентность  $V = 6$ .

Наиболее характерные степени окисления железа +2, +3.

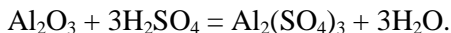
### ***Физико-химические свойства алюминия и железа***

*Алюминий* – металл высокой химической активности, поэтому алюминий способен вытеснить водород как из кислот, так и из воды. При обычных условиях он покрыт сплошной и плотной оксидной пленкой  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , которая очень прочно удерживается металлом и, несмотря на ее малую толщину (0,02–0,10 мкм), обладает достаточно большой прочностью, защищая металл от коррозии.

Чистый алюминий устойчив к растворам кислот, но обычный технический растворяется в хлороводородной и разбавленной серной кислоте с образованием солей алюминия и выделением водорода:



Этим реакциям предшествует растворение оксидной пленки:

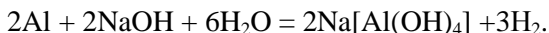


На холоде концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют алюминий, увеличивают толщину оксидной пленки (алюминий не растворяется). При нагревании идет бурная реакция, сопровождающаяся восстановлением кислот, соответственно, до  $\text{NO}_2$  и  $\text{SO}_2$ .

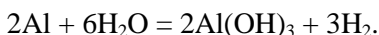
Разбавленную азотную кислоту алюминий восстанавливает до  $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{NH}_3$ .

Алюминий проявляет амфотерные свойства, т. е. способен реагировать как с кислотами, так и со щелочами.

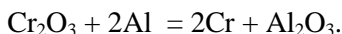
При его растворении в щелочах сначала растворяется оксидная пленка, а затем реагирует он сам с выделением водорода:



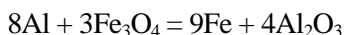
Лишенный оксидной пленки металлический алюминий вступает в реакцию с водой, вытесняя из нее водород:



Малая плотность, пластичность и устойчивость к коррозии обеспечивают алюминию применение в авиа- и автопромышленности. В электротехнике алюминий заменил медь при изготовлении проводов, так как обладает высокой электропроводностью. Используется он и для восстановления металлов из руд:

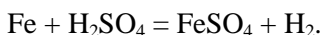
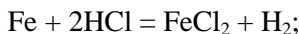


Алюминотермию, открытую Н.Н. Бекетовым в 1859 году, применяют для сварки металлических деталей. При этом смесь порошкообразного алюминия и оксида железа(II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , называемую термитом, поджигают с помощью запала. В результате реакции



значение температуры достигает  $3000^\circ\text{C}$ , получившееся железо находится в расплавленном виде и сваривает детали.

*Железо* – металл средней активности, способен вытеснять водород из хлороводородной и разбавленной серной кислот. Железо растворяется в них с образованием солей железа(II):



Из азотной и концентрированной серной кислот железо не вытесняет водород. Эти кислоты выступают в роли окислителей, сами претерпевая восстановление. Степень восстановления кислоты

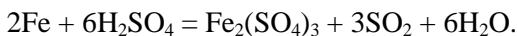


зависит от ее концентрации и температуры. Так, в разбавленной азотной кислоте на холоде железо растворяется с образованием нитрата железа(II):



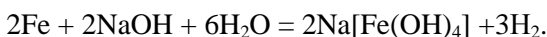
$$(\rho \leq 1,034 \text{ г/см}^3; \omega (\text{HNO}_3) \leq 6 \%).$$

В растворе азотной кислоты с массовой долей 25 % ( $\rho \geq 1,152 \text{ г/см}^3$ ) и в концентрированной серной кислоте при нагревании железо окисляется с образованием солей железа(III):



Дымящая азотная и концентрированная серная кислоты с массовой долей не менее 70 % на холоде пассивируют железо, покрывая его поверхность тонкой пленкой оксидов  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . При нагревании образовавшиеся оксиды переходят в соли.

Из горячих концентрированных щелочей свободное железо, хотя и медленно, но способно выделять водород, тогда как в обычных условиях железо не реагирует со щелочами:



Характерным свойством железа является его способность к комплексообразованию, что обусловлено незавершенностью предпоследнего электронного уровня.

Соли железа имеют практическое применение. Например, гептагидратсульфат железа(II)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  («железный купорос») – сельскохозяйственный ядохимикат.

Велико биологическое значение железа, так как оно входит в состав гемоглобина крови. Ионы железа участвуют в процессе переноса кислорода гемоглобином от легких к клеткам тканей и органов.

Железо необходимо и растениям: оно участвует в окислительно-восстановительных процессах, в кислородном обмене. При недостатке железа в почве растения заболевают, замедляется синтез хлорофилла, задерживаются их рост и развитие.

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Взаимодействие железа с растворами серной кислоты различных концентраций и температур

При комнатной температуре налейте в одну пробирку 1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, в другую – столько же концентрированной (ρ = 1,84 г/см<sup>3</sup>) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (*соблюдайте осторожность!*).

Внесите в каждую пробирку по 1–2 микрошпателя железной стружки или опилок. Наблюдайте за протеканием реакций. Затем нагрейте пробирку с концентрированной серной кислотой H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (*соблюдайте осторожность!*). Внесите в каждую пробирку по 3 капли 0,01 н. раствора роданида аммония (или роданида калия) NH<sub>4</sub>SCN (KSCN), которые образуют с ионами Fe<sup>3+</sup> окрашенное в красный цвет соединение – роданид железа(III) Fe(SCN)<sub>3</sub>.

#### *Наблюдения и выводы*

1. Как реагирует железо с разбавленной или концентрированной кислотами при комнатной температуре? Напишите уравнения реакций.
2. В какой из пробирок произошло окрашивание? Чем объяснить отсутствие окрашивания в другой пробирке?
3. Напишите уравнение взаимодействия железа с концентрированной серной кислотой при нагревании.
4. В чем различие действия разбавленной и концентрированной серной кислот на железо при разных температурах?

### Опыт 2. Взаимодействие железа с растворами азотной кислоты различных концентраций и температур

#### *Выполнение опыта (в вытяжном шкафу)*

При комнатной температуре налейте в две пробирки по 1 см<sup>3</sup> растворов разбавленной HNO<sub>3</sub> с массовой долей 12 % и 25 % (*соблюдайте осторожность!*).

Внесите микрошпателем в каждую пробирку железную стружку или опилки.

Нагрейте пробирку с раствором 25%-ной HNO<sub>3</sub> (*соблюдайте осторожность!*). Внесите в каждую пробирку по 3 капли 0,01 н. раствора роданида аммония (роданида калия) (см. опыт 1).

#### *Наблюдения и выводы*

1. Наблюдается ли различие в скоростях протекания реакций?
2. В какой пробирке произошло окрашивание? Почему?
3. Чем объяснить отсутствие окрашивания в одной из пробирок?

4. Чем отличается действие на железо азотной кислоты различной концентрации при разной температуре?
5. Напишите уравнения происходящих реакций.

### **Опыт 3. Взаимодействие алюминия с разбавленными азотной и хлороводородной кислотами**

#### ***Выполнение опыта***

В одну пробирку налейте 1 см<sup>3</sup> раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 12 %, в другую – 1 см<sup>3</sup> раствора азотной кислоты с массовой долей 12 %. Опустите в каждую из них алюминиевую проволоку или кусочки алюминия. Слегка подогрейте пробирку с раствором разбавленной азотной кислоты (***выполняйте в вытяжном шкафу!***).

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Какие газы выделяются?
2. Напишите уравнения происходящих реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в атоме?
2. Что характеризует главное квантовое число?
3. Что характеризует орбитальное квантовое число?
4. Что определяет магнитное квантовое число?
5. Какую характеристику электрона отражает спиновое квантовое число?
6. Какие свойства атомов вы знаете?
7. В каком периоде, группе и подгруппе Периодической системы находится алюминий? К какому электронному семейству принадлежит данный элемент?
8. Из каких соединений алюминий способен вытеснять водород?
9. При каких условиях пассивируется алюминий?
10. Как алюминий взаимодействует со щелочами?
11. В каком периоде, группе и подгруппе Периодической системы находится железо? К какому электронному семейству принадлежит данный элемент?
12. Как взаимодействует железо с разбавленными и концентрированными кислотами?
13. При каких условиях пассивируется железо?
14. Как железо взаимодействует со щелочами?

## Лабораторная работа № 1.3

### КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ СВОЙСТВА

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретический материал по строению и свойствам комплексных соединений;
- 2) получить комплексные соединения и исследовать их свойства.

#### Теоретическая часть

*Комплексные соединения* – это молекулярные соединения, в состав которых входят сложные частицы, образованные за счет координации одним атомом или ионом нескольких противоположно заряженных ионов или нейтральных молекул.

Центральное место в комплексном соединении занимает атом (или ион) – *комплексообразователь* в той или иной степени окисления, вокруг которого координированы ионы или нейтральные молекулы, называемые *лигандами*. Число лигандов, непосредственно связанных с атомом (ионом)-комплексообразователем, называется *координационным числом* (сокращенно обозначается к. ч.). Классические комплексные соединения – это соединения, в которых координационное число атома (иона)-комплексообразователя превышает его формальную степень окисления.

Комплексное соединение состоит из внутренней и внешней координационных сфер. Центральный атом (ион)-комплексообразователь вместе с лигандами образует *внутреннюю координационную сферу* комплексного соединения, которую при написании формулы комплексного соединения заключают в квадратные скобки и называют комплексом. Если комплекс имеет заряд, то он называется *комплексным ионом*. В состав комплексного соединения для компенсации заряда комплексного иона должны входить катионы металлов или анионы кислотных остатков, образующие *внешнюю координационную сферу*. Так, в комплексном соединении  $K_3[Fe(CN)_6]$  ион  $Fe^{3+}$  – ион-комплексообразователь, ионы  $CN^-$  – лиганды, координационное число – 6,  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  – внутренняя координационная сфера,  $3K^+$  – внешняя координационная сфера.

Заряд комплексного иона определяется как алгебраическая сумма зарядов комплексообразователя и лигандов. Например, величина и знак заряда комплексного иона  $[Al(OH)_6]$  определяются

следующим образом. Заряд иона алюминия равен +3, суммарный заряд шести гидроксид-ионов равен 6. Следовательно, заряд комплексного иона составляет  $1 (+3) + 6 (-1) = -3$ , и его формула имеет вид  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ . Заряд комплексного иона скомпенсирован суммарным зарядом внешней сферы, противоположным по знаку.

По знаку заряда комплексного иона различают комплексные соединения:

- катионные (положительный заряд),  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;
- анионные (отрицательный заряд),  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;
- нейтральные (заряд отсутствует),  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$ ;
- смешанные  $[\text{Pt}(\text{NH})_4][\text{PtCl}_4]$ .

В структуре комплексных соединений реализованы практически все типы химической связи (ковалентная (полярная и неполярная) и ионная).

*Химическая связь – взаимодействие, связывающее отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, ионы, кристаллы).*

При определении типа связи учитываются:

- природа взаимодействующих атомов,
- разность относительных электроотрицательностей ( $\Delta\text{ОЭО}$ ) взаимодействующих атомов.

Условные критерии для оценки типа связи представлены в табл.

Таблица

Условные критерии для оценки типа связи

Природа атомов	Неметалл–неметалл		Металл–неметалл	
	$\Delta\text{ОЭО}$	от $0 \leq 0,4$	$>0,4$	$<1,7$
Тип связи	Ковалентная			Ионная
	Неполярная	Полярная		
	H – H	H – F	Be – Cl	Na – Cl
<i>Примеры</i>				
$ \text{ОЭО}_1 - \text{ОЭО}_2  = \Delta\text{ОЭО}$	$ 2,1 - 2,1  = 0$	$ 2,1 - 4,0  = 1,9$	$ 1,5 - 3,0  = 1,5$	$ 0,9 - 3,0  = 2,1$

Рассмотрим комплексное соединение гексацианоферрат(III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Комплексный ион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  соединен с ионами

внешней координационной сферы  $K^+$  силами электростатического притяжения. В этом случае проявляется ионный тип связи. *Ионная связь – взаимодействие, которое обусловлено электростатическим взаимодействием противоположно заряженных ионов.*

В комплексном ионе  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  реализованы два механизма образования ковалентной полярной связи:

- 1) обменный – при образовании лигандов (ионов  $CN^-$ );
- 2) донорно-акцепторный – при непосредственном образовании комплексного аниона.

Чтобы показать механизм образования ковалентной связи, необходимо составить электронные формулы и электронно-графические схемы атомов, определить количество неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях. Далее изобразить обобществление валентных электронов в общие электронные пары. Количество общих электронных пар определяет свойство ковалентной связи – насыщенность.

Для определения направленности связи необходимо показать форму электронных облаков и направление их перекрывания, учесть возможную гибридизацию атомных орбиталей. В совокупности это является изображением формы молекулы.

Донорно-акцепторный механизм – это механизм образования ковалентной связи, возникающей между двумя атомами за счет неподеленной электронной пары одного из них (донора) и вакантной свободной орбитали другого (акцептора). Акцептором в комплексном ионе выступает атом (ион)-комплексобразователь (*d*- или *f*-элемент), имеющий несколько свободных (вакантных) орбиталей. Атомы, входящие в состав лигандов (ионы или нейтральные молекулы), имеют неподеленную электронную пару и выступают донорами.

### ***Номенклатура комплексных соединений***

В соответствии правилами ИУРАС в комплексном соединении вначале называют анион, затем – катион. Если комплекс нейтрален, то комплексное соединение называют одним словом.

Нейтральный лиганд называют так же, как и молекулу, к лигандам-анионам добавляют окончание «-о». Для координированной молекулы воды используют приставку «аква-». Для обозначения числа одинаковых лигандов во внутренней координационной сфере в качестве приставки перед названием лигандов используют греческие

числительные ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т. д. Лиганды перечисляют в алфавитном порядке. Название лиганда записывают как единое целое. После названия лиганда следует наименование центрального иона (атома) с указанием степени окисления, которую обозначают римскими цифрами в круглых скобках.

*Слово аммин (с двумя «м») пишется применительно к аммиаку. Для всех других аминов употребляется только одно «м».*

Например:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  – хлорид гексамминкобальта(III);

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$  – хлорид аквапентамминкобальта(III);

$[\text{Co}(\text{CH}_3\text{NH}_2)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  – хлорид пентаметиламминхлорокобальта(III);

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$  – диамминдибромоплатина(II).

*Если комплексный ион является анионом, то его латинское название имеет суффикс «-ат»:*

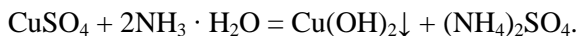
$(\text{NH}_4)_2[\text{PdCl}_4]$  – тетрахлооропалладат(II) аммония;

$\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Br}_5]$  – амминпентабромоплатинат(IV) калия;

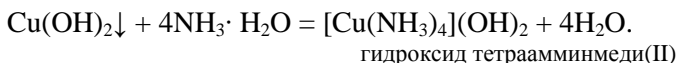
$\text{K}_2[\text{Co}(\text{SNC})_4]$  – тетрароданокобальтат(II) калия.

### **Образование и распад комплексных соединений**

Образование комплексных соединений происходит обычно в водном растворе путем координации лигандов (ионов, молекул) вокруг центрального атома (иона)-комплексобразователя. Например, при смешивании раствора сульфата меди(II) и водного раствора аммиака вначале образуется осадок гидроксида меди(II):



В избытке аммиака осадок растворяется с образованием окрашенного в ярко-синий цвет аммиачного комплексного соединения меди(II):

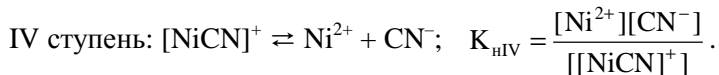
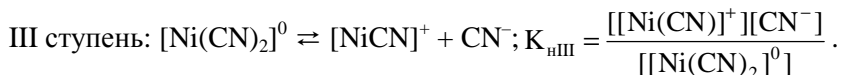
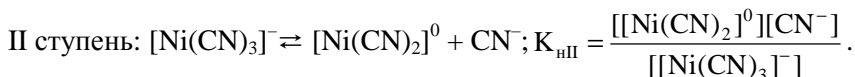
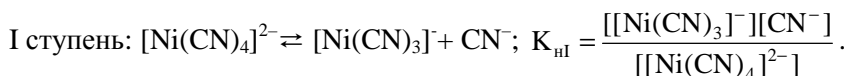


Комплексные соединения в растворах диссоциируют как сильные электролиты, например:



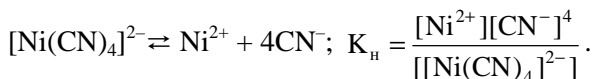
Такой процесс называют первичной диссоциацией. Образующиеся в растворе комплексные ионы далее подвергаются вторичной диссоциации подобно слабым электролитам. Процесс вторичной диссоциации протекает обратимо, каждая ступень характеризуется своей константой равновесия. *Константа равновесия* определяется как отношение произведения равновесных молярных концентраций продуктов реакции, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных молярных концентраций исходных веществ, также возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам.

Для комплексных ионов константу равновесия называют константой нестойкости ( $K_{н}$ ). Процесс вторичной диссоциации тетрацианоникелат(II)-аниона характеризуется четырьмя ступенями с соответствующими константами нестойкости:



Между ступенчатыми константами нестойкости имеет место соотношение  $K_{\text{нIV}} > K_{\text{нIII}} > K_{\text{нII}} > K_{\text{нI}}$ .

Общая диссоциация комплексного иона характеризуется константой нестойкости комплексного иона и может быть записана в следующем виде:





Значение общей константы нестойкости  $K_n$  равно произведению всех ступенчатых констант:  $K_n = K_{nIV} \cdot K_{nIII} \cdot K_{nII} \cdot K_{nI}$ . Чем меньше  $K_n$ , тем устойчивее комплексный ион.

Величины, обратные константам нестойкости, называются константами образования:

$$\beta_n = \frac{1}{K_n} = \frac{[[Ni(CN)_4]^{2-}]}{[Ni^{2+}] \cdot [CN^-]^4}.$$

Константы образования комплексного иона являются количественной мерой его химической прочности, мерой склонности атома (иона)-комплексобразователя и лигандов образовывать комплексный ион.

Комплексные соединения составляют наиболее обширный и разнообразный класс неорганических веществ. К ним принадлежат многие металлорганические соединения.

Многие комплексные соединения – витамин  $B_{12}$ , гемоглобин, хлорофилл и другие – играют важную роль в физиологических и биохимических процессах. Комплексные соединения используются для дезактивации (в частности, связывания радионуклидов). Большое значение имеют комплексные соединения при защите металлов от коррозии. Одним из ингибиторов коррозии в атмосферных условиях и нейтральных растворах выступает бензоат натрия  $C_6H_5OONa$ , который на поверхности железа образует пленку гидроксида гексабензоата железа(III)  $[Fe(C_6H_5OO)_6](OH)_3$ .

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Свойства аквакомплексов (кристаллогидратов).

#### Разрушение кристаллогидрата при нагревании

##### *Выполнение опыта*

Поместите в пробирку один-два микрошпателя кристаллического хлорида гексааквакобальта(II)  $[Co(H_2O)_6]Cl_2$  и осторожно нагрейте до изменения окраски. Затем охладите пробирку и добавьте несколько капель воды до достижения первоначальной окраски.

##### *Наблюдения и выводы*

1. Наблюдайте разрушение кристаллогидрата при нагревании. Отметьте изменение окраски.

2. Запишите уравнение реакции разложения хлорида гексааквакобальта(II), учитывая, что при разложении образуется комплексное соединение тетрахлоридокобальтат(II) кобальта(II)  $\text{Co}[\text{CoCl}_4]$ .

## **Опыт 2. Получение катионного комплекса**

### ***Выполнение опыта***

Налейте в пробирку 5–7 капель 0,5 М раствора сульфата меди(II), после чего добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака с массовой долей 25 %, встряхивая каждый раз пробирку для лучшего перемешивания содержимого.

### ***Наблюдения и выводы***

1. Обратите внимание на образование осадка при добавлении незначительного количества раствора  $\text{NH}_3$ .

2. Отметьте цвет полученного после добавления избытка  $\text{NH}_3$  раствора, обусловленный наличием комплексного иона меди.

3. Зная, что координационное число меди равно четырем, напишите формулу полученного комплексного соединения (аммиаката). Назовите полученное комплексное соединение.

4. Запишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия сульфата меди(II) с раствором аммиака.

5. Составьте уравнения электролитической диссоциации полученного комплексного соединения и комплексного иона.

## **Опыт 3. Получение анионного комплекса**

### ***Выполнение опыта***

К 3–4 каплям 0,5 М раствора нитрата висмута(III) добавьте по каплям 0,1 М раствор йодида калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка йодида висмута. Добавьте к осадку по каплям йодид калия до его полного растворения. Отметьте цвет раствора.

### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте цвет полученного раствора.

2. Зная, что состав полученного комплексного соединения, выражается эмпирической формулой  $\text{KI} \cdot \text{BiI}_3$ , напишите формулу полученного комплексного соединения, назовите его.

3. Составьте молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия нитрата висмута и йодида калия.

4. Напишите уравнения электролитической диссоциации полученного комплексного соединения и комплексного иона.

#### **Опыт 4. Обменная реакция в растворах комплексных соединений. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II)**

##### ***Выполнение опыта***

В пробирку к 4-6 каплям 0,5 М раствора сульфата меди(II) добавьте такой же объем 0,5 М раствора гексацианоферрата(II) калия  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

##### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди(II).
2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции обмена.

#### **Контрольные вопросы**

1. Дайте определение комплексных соединений.
2. Что такое «химическая связь»?
3. Перечислите типы химической связи.
4. Какова структура комплексного соединения?
5. Какие типы связей реализуются в комплексных соединениях?
6. Что показывает координационное число?
7. Какие вещества могут выступать в качестве лигандов?
8. Как классифицируют комплексные ионы по знаку заряда?
9. Как определяется заряд комплексного иона?
10. Как протекают первичная и вторичная диссоциации комплексных соединений в растворах?
11. Что характеризует константа нестойкости комплексного иона?

## Лабораторная работа № 1.4

### СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

*Цель работы:*

- 1) освоить технику титрования;
- 2) определить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора щелочи.

#### Теоретическая часть

Истинным раствором называется гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в определенных пределах без нарушения однородности системы. Например, двухкомпонентным раствором является раствор, состоящий из растворенного вещества ( $X$ ) и растворителя.

#### *Основные способы выражения состава раствора*

1. Массовая доля растворенного вещества  $\omega$  – безразмерная величина, равная отношению массы растворенного вещества  $m(X)$  к массе раствора  $m_{\text{р-ра}}$ :

$$\omega = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} .$$

Массовая доля может быть выражена в процентах:

$$\omega = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% .$$

2. Молярная доля растворенного вещества  $\chi$  – безразмерная величина, равная отношению количества растворенного вещества  $n(X)$  к суммарному количеству всех веществ, входящих в состав раствора, в том числе и растворителя.

Для двухкомпонентного раствора:

$$\chi = \frac{n(X)}{n(X) + n_{\text{р-ля}}} ,$$

где  $n_{\text{р-ля}}$  – число моль растворителя.

Молярная доля может быть выражена в процентах:

$$\chi = \frac{n(X)}{n(X) + n_{\text{р-ля}}} \cdot 100 \% .$$

3. Молярная концентрация вещества  $C$  (моль/дм<sup>3</sup>) равна отношению количества растворенного вещества  $n(X)$  к объему раствора  $V_{\text{р-ра}}$ :

$$C = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{M(X) V_{\text{р-ра}}} .$$

Растворы различной молярности принято называть следующим образом: 1 М – одномолярный; 0,1 М – децимолярный.

4. Молярная концентрация эквивалента вещества  $C_3$  (моль/дм<sup>3</sup>) равна отношению количества эквивалентов вещества  $n_3(X)$  к объему раствора  $V_{\text{р-ра}}$ :

$$C_3 = \frac{n_3(X)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{M_3(X) V_{\text{р-ра}}} .$$

Обозначение 1 н. относится к раствору с молярной концентрацией эквивалента, равной 1 моль/дм<sup>3</sup>.

5. Молярная концентрация вещества в растворе  $C_m$  (моль/кг) равна отношению количества вещества  $n(X)$  к массе растворителя  $m_{\text{р-ля}}$ , выраженной в килограммах:

$$C_m = \frac{n(X)}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{m(X)}{M(X) m_{\text{р-ля}}} .$$

Закон эквивалентов: *вещества взаимодействуют друг с другом в равных количествах эквивалентов вещества*, т. е.  $n_3(X_1) = n_3(X_2)$ .

Поэтому если два вещества ( $X_1$  и  $X_2$ ) реагируют в растворе, то молярные концентрации эквивалентов этих веществ ( $C_3$ ) и объемы их растворов ( $V$ ) связаны соотношением

$$C_3(X_1) V(X_1) = C_3(X_2) V(X_2) .$$

## Экспериментальная часть

Имеется склянка с раствором NaOH неизвестной концентрации. Для определения этой концентрации используем метод титрования и соответствующую установку (рис. 1).

Алгоритм выполнения опыта:

1. Чистую бюретку 2, закрепленную вертикально в штативе 1, заполните раствором соляной кислоты ( $C_0(\text{HCl}) = 0,1 \text{ н.}$ ) выше нулевого деления. Заливать раствор следует осторожно, пользуясь воронкой 4, немного приподнимая ее (рисунок, а).

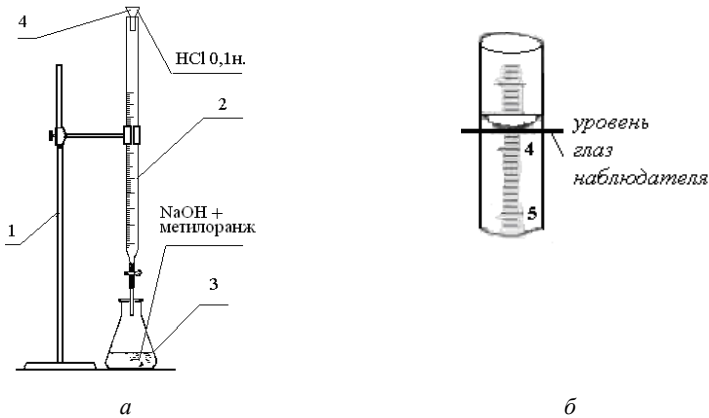


Рис. Установка для титрования:

а – общий вид; б – правильное наблюдение за мениском;  
1 – штатив, 2 – бюретка, 3 – колба коническая; 4 – воронка

Начальный уровень кислоты должен быть на 0,5–1,0 см выше нулевого деления. Откройте кран и слейте избыток кислоты, заполните носик бюретки, чтобы в нем не было пузырьков воздуха. Затем доведите уровень кислоты в бюретке по нижнему мениску до нулевого деления. При этом уровень глаз наблюдателя должен быть на одном уровне с нижним краем мениска (рисунок, б).

2. В три чистые конические колбы 3 отмерьте по  $10 \text{ см}^3$  раствора щелочи неизвестной концентрации ( $V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})$ ). К раствору щелочи в колбах прибавьте по 2–4 капли метилоранжа. Заметьте, в какой цвет окрасился раствор. Одну колбу поставьте на закрытое белой бумагой основание штатива под носик бюретки.

3. Приступите к титрованию, прибавляя по каплям раствор соляной кислоты из бюретки, постоянно перемешивая его круговыми плавными движениями колбы, не убирая ее из-под носика бюретки.

Область раствора, в которую попадает кислота, окрашивается в розовый цвет, переходящий при перемешивании в желтый. Добавлять раствор кислоты до тех пор, пока от одной капли кислоты раствор не примет не исчезающую розовую окраску. На этом титрование следует закончить.

По числу делений бюретки определите объем раствора кислоты ( $V_1$ ), израсходованной на нейтрализацию щелочи, с точностью до  $0,1 \text{ см}^3$ .

Перед повторным титрованием заполните бюретку, начиная каждый раз отсчет с нулевого деления бюретки. Повторите титрование еще 2 раза, используя оставшиеся две колбы с раствором щелочи, определяя при этом  $V_2$  и  $V_3$ .

По окончании работы химическую посуду тщательно вымойте.

#### **Наблюдения и выводы**

1. Результаты изменения окраски индикатора и титрования внесите в таблицы, определив  $V_{\text{ср}}$  по формуле  $V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$ .

Среда	Цвет окраски индикатора
Кислая	
Нейтральная	
Щелочная	

Объемы растворов кислоты, израсходованные на титрование, $\text{см}^3$ , $V_i$			Объем исследуемого раствора NaOH, $\text{см}^3$ , $V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})$	Молярная концентрация эквивалента раствора HCl, $\text{моль/дм}^3$ , $C_3(\text{HCl})$	Молярная концентрация эквивалента исследуемого раствора NaOH, $\text{моль/дм}^3$ , $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$
$V_1 =$	$V_2 =$	$V_3 =$			
$V_{\text{ср. р-ра}}(\text{HCl}) =$					

2. Используйте  $V_{\text{ср. р-ра}}(\text{HCl})$  для расчета концентрации ( $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$ ) раствора щелочи с применением закона эквивалентов:

$$C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}} V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = C_3(\text{HCl}) V_{\text{ср. р-ра}}(\text{HCl}).$$

3. Сравните полученную молярную концентрацию эквивалента  $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$  исследуемого раствора с истинным значением  $C_3(\text{NaOH})_{\text{ист}}$  (данные преподавателя).

4. Определите абсолютную ( $\Delta$ ) и относительную ( $\varepsilon$ ) ошибки опыта:

$$\Delta = | C_3(\text{NaOH})_{\text{ист.}} - C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}} | ;$$

$$\varepsilon = \frac{\Delta}{C_3(\text{NaOH})_{\text{ист.}}} \cdot 100 \%.$$

### Контрольные вопросы

1. Дайте определение истинного раствора.
2. Что выражает концентрация раствора?
3. Каковы основные способы выражения состава раствора?
4. Какой способ выражения концентрации раствора называется массовой долей?
5. Как определяется молярная доля растворенного вещества?
6. Какая концентрация называется молярной? Каковы единицы ее измерения?
7. Чему равна молярная концентрация эквивалента вещества? Какова единица ее измерения?
8. Дайте определение молярной концентрации раствора.



## Лабораторная работа № 1.5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

*Цель работы:*

- 1) определить общую и карбонатную (временную) жесткости исследуемой пробы воды;
- 2) закрепить знания по способам умягчения воды.

### Теоретическая часть

Жесткость воды обусловлена присутствием в ней катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , образовавшихся в результате диссоциации солей или оснований, и количественно определяется их концентрацией.

Общая жесткость воды ( $J_0$ ) равна отношению количества миллимоль эквивалентов катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  к объему воды (ммоль/дм<sup>3</sup>):

$$J_0 = \frac{n_3(\text{Ca}^{2+})}{V_{\text{H}_2\text{O}}} + \frac{n_3(\text{Mg}^{2+})}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M_3(\text{Ca}^{2+})V_{\text{H}_2\text{O}}} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M_3(\text{Mg}^{2+})V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где  $n_3(\text{Ca}^{2+})$ ,  $n_3(\text{Mg}^{2+})$  – количество миллимоль эквивалентов катионов металлов, ммоль,

$m(\text{Ca}^{2+})$ ,  $m(\text{Mg}^{2+})$  – массы двухзарядных катионов металлов, мг;

$M_3(\text{Ca}^{2+})$ ,  $M_3(\text{Mg}^{2+})$  – молярные массы эквивалентов катионов металлов, мг/ммоль;

$V(\text{H}_2\text{O})$  – объем воды, дм<sup>3</sup>.

Различают жесткость *карбонатную* (временную) ( $J_k$ ), обусловленную содержанием диссоциирующих в воде гидрокарбонатов  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , и *некарбонатную* (постоянную) ( $J_n$ ), которая определяется присутствием диссоциирующих в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ .

*Общая жесткость воды* ( $J_0$ ) равна сумме карбонатной и некарбонатной жесткости:

$$J_0 = J_k + J_n.$$

Жесткость воды – один из технологических показателей, принятых для характеристики состава и качества воды. Жесткость

воды ( $J_0$ ) хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 ммоль/дм<sup>3</sup>.

По значению общей жесткости воду различают:

- как очень мягкую ( $J_0$  до 1,5 ммоль/ дм<sup>3</sup>);
- мягкую ( $J_0$  от 1,5 до 4,0 ммоль/ дм<sup>3</sup>);
- средней жесткости ( $J_0$  от 4 до 8 ммоль/ дм<sup>3</sup>);
- жесткую ( $J_0$  от 8 до 12 ммоль/ дм<sup>3</sup>);
- очень жесткую ( $J_0$  свыше 12 ммоль/ дм<sup>3</sup>).

Очень жесткая вода не пригодна для производственных нужд. Применение жесткой воды для паровых котлов приводит к образованию накипи на стенках, что уменьшает теплоотдачу и приводит к аварии.

Для умягчения воды (устранения жесткости) применяют следующие методы:

- термический,
- реагентный,
- ионообменный,
- комбинированные.

*Термический метод* основан на нагревании воды до кипения, при этом происходит образование осадка CaCO<sub>3</sub>:



При наличии в воде гидрокарбоната магния Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> процесс перехода в осадок при кипячении происходит в несколько стадий. Вначале образуется малорастворимый карбонат магния:



Эта соль при продолжительном кипячении подвергается гидролизу с образованием малорастворимого гидроксида магния:

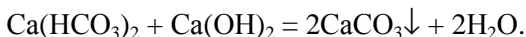


Карбонатная жесткость снижается кипячением, однако полностью этим способом ее устранить невозможно.

*Реагентный метод* основан на обработке воды веществами, реагирующими с ионами Ca<sup>2+</sup> и Mg<sup>2+</sup> и образующими практически

нерастворимые соединения. В качестве реагентов применяют гидроксид кальция (гашеную известь), карбонат натрия (кальцинированная сода), ортофосфат натрия и др.

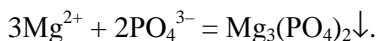
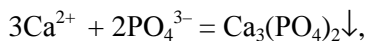
Гидроксид кальция (гашеная известь) является одним из наиболее дешевых реагентов. Процесс умягчения воды таким способом (известкование) основан на реакции:



Для улучшения осаждения  $\text{CaCO}_3$  в воду добавляют коагулянт:  $\text{FeCl}_3$  или  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

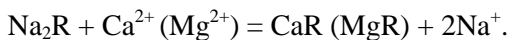
Находят применение известково-содовый ( $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ ) и содово-натриевый методы ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$ ), дающие хорошие результаты.

Наиболее полное умягчение воды происходит в результате применения в качестве реагента ортофосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , т. е. при фосфатном методе умягчения. Фосфат-ионы  $\text{PO}_4^{3-}$  связывают ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  в практически нерастворимые фосфаты:



*Ионообменный метод* использует иониты (катиониты), способные связывать содержащиеся в воде ионы, которые необходимо удалить.

В качестве катионитов используют алюмосиликаты типа  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{SiO}_8 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (кратко –  $\text{Na}_2\text{R}$ ) или синтетические полимерные катиониты. При пропускании жесткой воды через слой катионита ионы натрия обмениваются на ионы кальция и магния жесткой воды:



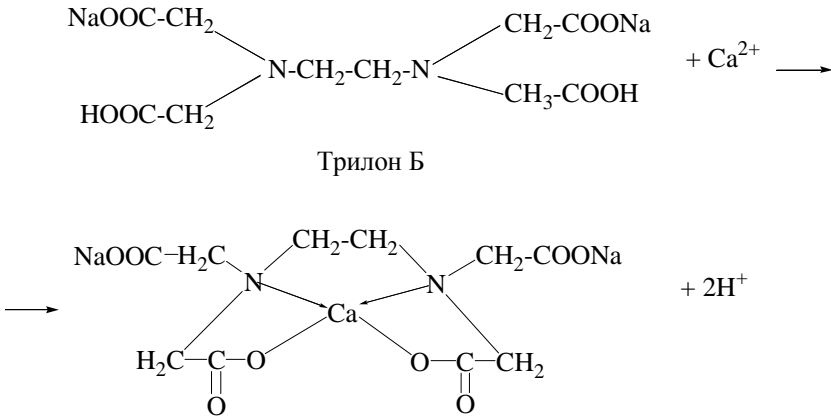
При невозможности устранения общей жесткости до необходимого значения только одним способом используют *комбинированный метод*, основанный на сочетании нескольких уже рассмотренных. Чаще всего на первом этапе умягчения применяют методы осаждения: термический или реагентный, на втором этапе для более глубокой очистки – методы ионного обмена.

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Определение общей жесткости воды методом комплексонометрического титрования (комплексонометрии)

Комплексонометрия основана на реакциях образования комплексных соединений. При этом получают комплексные соединения металлов с лигандами поликарбоновых кислот и их производных – комплексоны. Особенно широко используют раствор динатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (трилона Б). Этим раствором определяют общую жесткость воды. Он способен образовывать прочные внутримолекулярные соединения (комплексоны) с ионами  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ .

Раствор трилона Б окраски не имеет. Например, образование комплексоната кальция при титровании жесткой воды трилоном Б можно представить уравнением:



Полнота реакции комплексообразования зависит от pH раствора. Катионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  можно оттитровать только в слабощелочной среде. Это достигается введением аммиачного буферного раствора ( $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$ ), имеющего  $\text{pH} = 10$ .

В качестве индикатора при определении общей жесткости используют кислотный хром темно-синий.

Находящиеся в жесткой воде ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  образуют с индикатором в щелочной среде ( $\text{pH} = 8\text{--}11$ ) соединения розового

цвета. При титровании трилоном Б ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  образуют комплексоны, непрореагировавший индикатор окрашивается в голубой цвет.

### **Выполнение опыта**

1. Заполните бюретку, закрепленную в штативе, 0,1 н. раствором трилона Б.

2. В коническую колбу налейте 100 см<sup>3</sup> анализируемой воды.

3. Добавьте в коническую колбу к исследуемой воде:

а) 6–8 см<sup>3</sup> аммиачного буферного раствора, отмеренного мерным цилиндром;

б) 3–5 капель индикатора кислотного хрома темно-синего.

4. Титрование исследуемой пробы воды проводите 0,1 н. раствором трилона Б из бюретки медленно, по каплям, при постоянном перемешивании содержимого колбы. Титрование закончите при переходе розовой окраски индикатора в голубую от прибавления одной капли раствора трилона Б. По делениям бюретки определите объем ( $V_1$ ) раствора трилона Б, израсходованный на титрование. Титрование проведите три раза. Результаты титрований (значения  $V_1$ ,  $V_2$  и  $V_3$ ) должны отличаться друг от друга не более чем на 0,1 см<sup>3</sup>.

### **Наблюдения и выводы**

1. Результаты титрования внесите в таблицу, определив

$$V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}.$$

Объемы растворов трилона Б, израсходованные на титрование, см <sup>3</sup> , $V_i$			Молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/дм <sup>3</sup> , $C_3$ (трилона Б)	Объем исследуемой пробы воды, см <sup>3</sup> , $V(\text{H}_2\text{O})$	Общая жесткость воды, ммоль/дм <sup>3</sup> , $J_{\text{о(опыт)}}$
$V_1 =$	$V_2 =$	$V_3 =$			
$V_{\text{ср}} =$					

2. Общую жесткость воды рассчитайте по закону эквивалентов, из которого следует:

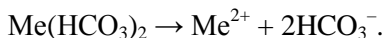
$$Ж_{o(\text{опыт})} = \frac{V_{\text{ср}} \cdot C_{\text{э}} \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}.$$

3. На основании значения полученной общей жесткости  $Ж_{o(\text{опыт})}$  и классификации воды по жесткости сделайте вывод о том, какая вода в пробе.

### **Опыт 2. Определение карбонатной (временной) жесткости воды**

Определение карбонатной жесткости основано на реакции ионов  $\text{HCO}_3^-$  с кислотой в присутствии метилоранжа – кислотно-основного индикатора.

Процесс диссоциации гидрокарбонатов металлов (кальция и магния) можно представить уравнением



В воде процесс сопровождается побочной реакцией гидролиза аниона  $\text{HCO}_3^-$ :



При условии  $Ж_{\text{к}} > 0$ , вода имеет щелочную реакцию среды, и метилоранж в ней окрашен в желтый цвет.

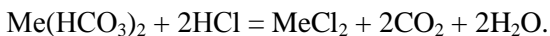
При титровании такой воды раствором  $\text{HCl}$  протекает реакция нейтрализации:



Ионы  $\text{H}^+$  нейтрализуют количество ионов  $\text{OH}^-$ , эквивалентное концентрации иона  $\text{HCO}_3^-$ . При этом реакция среды становится нейтральной ( $\text{pH} = 7$ ).

*Метилоранж в нейтральной среде имеет оранжевую окраску, поэтому титрование следует проводить до появления оранжевой (но не розовой) окраски. Розовая окраска будет соответствовать избытку раствора  $\text{HCl}$ .*

Молекулярное уравнение реакции при титровании:



### **Выполнение опыта**

1. Заполните бюретку 0,1 н. раствором соляной кислоты.
2. Отмерьте 100 см<sup>3</sup> анализируемой воды и перелейте ее в коническую колбу.
3. Добавьте к исследуемой пробе воды 2–4 капли метилового оранжевого.
4. Титровать 0,1 н. раствором HCl из бюретки до перехода желтой окраски в оранжевую. Титрование проведите не менее трех раз. Результаты титрований должны отличаться друг от друга не более, чем на  $\Delta V = 0,1 \text{ см}^3$ .

### **Наблюдения и выводы**

1. Результаты титрования внесите в таблицу, определив

$$V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}.$$

Объемы растворов HCl, израсходованные на титрование, см <sup>3</sup> , $V_i$			Молярная концентрация эквивалента раствора HCl, моль/дм <sup>3</sup> , $C_3$	Объем исследуемой пробы воды, см <sup>3</sup> , $V(\text{H}_2\text{O})$	Карбонатная (временная) жесткость воды, ммоль/дм <sup>3</sup> , $J_{\text{к(опыт)}}$
$V_1 =$	$V_2 =$	$V_3 =$			
$V_{\text{ср}} =$					

2. Карбонатную жесткость воды рассчитайте по закону эквивалентов, из которого следует:

$$J_{\text{к(опыт)}} = \frac{V_{\text{ср}} \cdot C_3 \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}.$$

3. По результатам опытов 1 и 2 рассчитайте некарбонатную (постоянную) жесткость воды  $J_{\text{н}}$  как разность между общей и карбонатной жесткостью:

$$J_{\text{н}} = J_{\text{о}} - J_{\text{к}}.$$

4. Рассчитайте ошибки определения общей и карбонатной жесткости воды, абсолютную и относительную, используя опытные значения и истинные.

## Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию «жесткость воды».
2. Какая бывает жесткость воды? Какими солями она обусловлена?
3. Почему жесткую воду нельзя применять для генерации пара на тепловых и атомных электростанциях?
4. Какие методы применяют для умягчения жесткой воды?
5. Каким методом можно определить общую жесткость воды? В чем суть данного метода?
6. Как определяются жесткости воды – карбонатная и некарбонатная?



## Лабораторная работа № 1.6

### ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

*Цель работы:*

- 1) определить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ;
- 2) установить влияние концентраций исходных веществ и продуктов реакции на смещение равновесия обратимой реакции.

#### Теоретическая часть

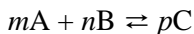
*Химическая кинетика* – раздел химии, изучающий скорости химических реакций. Знание законов химической кинетики позволяет управлять процессами, имеющими место в самых разнообразных сферах производства: горение топлива, электролитические реакции, коррозия металлов, биоорганические процессы и др.

Скорость химической реакции – изменение концентрации исходных веществ или продуктов реакции в единицу времени (для гомогенной реакции) или изменение количества вещества на единице поверхности раздела фаз в единицу времени (для гетерогенной реакции). Размерность скорости гомогенной реакции – моль/(дм<sup>3</sup>·с), гетерогенной – моль/(см<sup>2</sup>·с).

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, присутствия катализатора и т. д.

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

В общем виде для обратимой реакции:



скорость прямой и обратной реакции записывается так:

$$v_{\text{пр}} = k C^m(\text{A}) C^n(\text{B}),$$

где  $v_{\text{пр}}$  – скорость прямой химической реакции, моль/(дм<sup>3</sup>·с);  
 $k$  – коэффициент пропорциональности (константа скорости);  
 $C(A)$  и  $C(B)$  – молярные концентрации исходных веществ, моль/дм<sup>3</sup>;  
 $m, n$  – стехиометрические коэффициенты.

$$v_{\text{обр}} = k_1 C^p(C),$$

где  $v_{\text{обр}}$  – скорость обратной химической реакции, моль/(дм<sup>3</sup>·с);  
 $k_1$  – коэффициент пропорциональности (константа скорости);  
 $C(C)$  – молярные концентрации продуктов реакции, моль/дм<sup>3</sup>;  
 $p$  – стехиометрический коэффициент.

При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции, поэтому их не включают в выражение закона действия масс.

Зависимость скорости от температуры установил Вант-Гофф и сформулировал эмпирическое правило: *для большинства гомогенных реакций при изменении температуры на каждые 10 °С скорость реакции изменяется в 2–4 раза.*

Математическое выражение правила Вант-Гоффа:

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

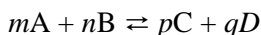
где  $v_{t_2}, v_{t_1}$  – скорости реакции, соответственно, при конечной ( $t_2$ ) и начальной ( $t_1$ ) значениях температуры;

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma = 2-4$ ).

*Химическое равновесие* – это такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны. Концентрации реагирующих веществ, при которых устанавливается равновесие, называются *равновесными*. Состояние равновесия в обратимых химических реакциях характеризуется константой равновесия, которое определяется как отношение произведения равновесных молярных концентраций продуктов, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных

молярных концентраций продуктов реакции, также возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам.

Для обратимой гомогенной реакции



константа химического равновесия равна:

$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

где [C], [D], [A], [B] – равновесные молярные концентрации веществ, моль/дм<sup>3</sup>;

$p, q, m, n$  – стехиометрические коэффициенты.

Для обратимых гетерогенных реакций фазы постоянного состава в выражение константы равновесия не входят.

Константа химического равновесия ( $K_c$ ) зависит от природы реагирующих веществ и от температуры. Чем больше значение константы равновесия химической реакции, тем больше выход ее продуктов.

Изменение внешних условий (концентрации, температуры, давления) вызывает смещение химического равновесия и переход в новое равновесное состояние. Направление смещения химического равновесия определяется *принципом Ле Шателье*: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо внешнее воздействие (изменить температуру, давление или концентрацию веществ), то равновесие сместится в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабит оказанное воздействие.*

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению



### Выполнение опыта

Предварительно проделайте качественный опыт: в пробирку внесите 5–10 капель 2 н. раствора тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и добавьте 1–3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Наблюдайте появление заметной опалесценции и дальнейшее помутнение раствора за счет образования микрокристаллов серы.

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого возьмите три пробирки (рис. 1): в первую пробирку внесите 3 капли 2 н. раствора тиосульфата натрия и 9 капель воды; во вторую – 6 капель 2 н. раствора тиосульфата натрия и 6 капель воды; в третью – 12 капель 2 н. раствора тиосульфата натрия.

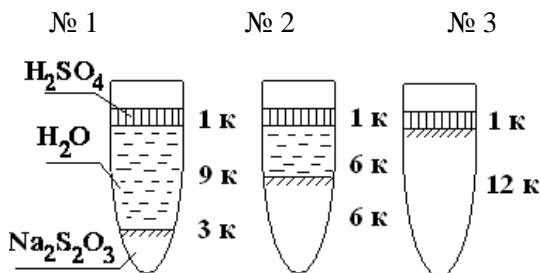


Рис. 1. Порядок проведения опыта 1

Таким образом, в одинаковых объемах будет содержаться разное количество вещества  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . В первую пробирку добавьте 1 каплю 2 н. раствора серной кислоты и одновременно замерьте время, прошедшее с момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавьте по 1 капле 2 н. раствора серной кислоты по очереди во вторую и третью пробирки, определите время до появления опалесценции. Данные опыта внесите в таблицу.

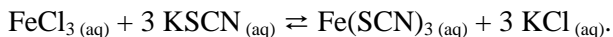
№ пробирки	Объем реагентов, число капель, $V$			Молярная концентрация раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , моль/ $\text{дм}^3$ , $C$	Время реакции, с, $\tau$	Скорость реакции, моль/ $(\text{дм}^3 \cdot \text{с})$ , $u$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 2 н.	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ 2 н.			
1	3	9	1	0,25		
2	6	6	1	0,5		
3	12	–	1	1		

### **Наблюдения и выводы**

1. Рассчитайте скорости реакции при различных концентрациях  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .
2. По полученным данным постройте график зависимости скорости реакции от молярной концентрации раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ : на оси абсцисс откладывайте концентрацию, на оси ординат – скорость реакции, соблюдая линейный масштаб величин по обоим осям.

### **Опыт 2. Влияние изменения концентраций исходных веществ и продуктов реакции на равновесие гомогенной системы**

В опыте необходимо провести анализ смещения равновесия гомогенной реакции между хлоридом железа(III) и роданидом калия  $\text{KSCN}$  при изменении концентрации исходных веществ и продуктов реакции:



#### **Выполнение опыта**

В четыре пробирки внесите по 5–7 капель разбавленного 0,0025 н. раствора хлорида железа(III)  $\text{FeCl}_3$  и такое же количество разбавленного раствора роданида калия  $\text{KSCN}$ . Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон).

В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – одну каплю концентрированного раствора роданида калия, во вторую – одну каплю концентрированного раствора хлорида железа(III), в третью – несколько кристалликов хлорида калия (рис. 2).

Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

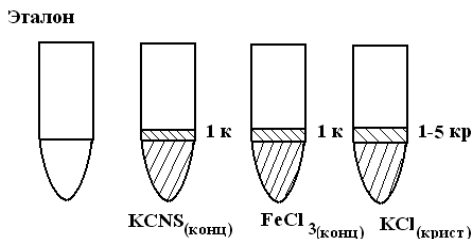


Рис. 2. Порядок проведения опыта 2

### ***Наблюдения и выводы***

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе в момент равновесия?
2. Какое вещество придает раствору красную окраску?
3. По изменению интенсивности окраски раствора сделайте вывод: в сторону какой реакции (прямой или обратной) смещается равновесие данной системы при добавлении:
  - концентрированного раствора хлорида железа(III),
  - концентрированного раствора роданида калия,
  - кристаллов хлорида калия?
4. Проанализируйте смещение равновесия данной реакции, используя принцип Ле Шателье. Сделайте вывод: соответствуют ли опытные наблюдения принципу Ле Шателье?
5. Запишите выражение константы равновесия исследуемой реакции, укажите физический смысл  $K_c$ .

### **Контрольные вопросы**

1. Какие реакции называются гомогенными? гетерогенными?
2. Дайте определение скорости химической реакции. От каких факторов она зависит?
3. Как формулируется и математически записывается закон действия масс для гомогенных реакций?
4. Каковы особенности применения закона действия масс для гетерогенных реакций?
5. Каков физический смысл константы скорости химической реакции, и от каких факторов она зависит?
6. Как формулируется и математически записывается правило Вант-Гоффа?
7. В каких пределах изменяется температурный коэффициент Вант-Гоффа?
8. Какие молекулы называются активными? Дайте определение энергии активации.
9. Какое состояние химической реакции называется равновесным?
10. Что характеризует константа равновесия, и от каких факторов зависит?
11. Сформулируйте принцип Ле Шателье.

## Лабораторная работа № 1.7 ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретические знания об энтальпии, энтропии и свободной энергии Гиббса химической реакции;
- 2) определить теплоту растворения соли;
- 3) определить теплоту гидратообразования сульфата меди.

### Теоретическая часть

При химических превращениях в системе происходят глубокие качественные изменения, которые сопровождаются поглощением или выделением энергии в различных формах. В большинстве случаев этой энергией является теплота.

Теплоты химических превращений, протекающих при постоянных значениях объема и температуры (изохорно-изотермический процесс) или при постоянных значениях давления и температуры (изобарно-изотермический процесс), отнесенные к числу моль взаимодействующих веществ, соответствующих уравнению реакции, называются тепловыми эффектами реакций. *Раздел химической термодинамики, изучающей тепловые эффекты реакций, называется термохимией.*

Тепловой эффект образования 1 моль сложного вещества из простых веществ, устойчивых при температуре 298 К и давлении 101 кПа (стандартные условия), называют *стандартной энтальпией (теплотой) образования вещества* и обозначают  $\Delta_f H^0_{298}(X)$ . Эти величины для нескольких тысяч веществ определены и сведены в справочники. Энтальпию образования простых веществ, устойчивых при стандартных условиях, принимают равной нулю.

Основным законом термохимии является *закон Гесса: тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути реакции, то есть от числа и характера промежуточных стадий.*

Термохимические расчеты проводят, используя термохимические уравнения, т. е. уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта  $\Delta_r H^0_{298}$  и агрегатного состояния всех веществ, например:

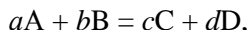


Согласно следствию из закона Гесса изменение любой термодинамической функции системы в ходе химической реакции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса) может быть определено по разности сумм стандартных функций состояния продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

*Тепловой эффект (изменение энтальпии)* химической реакции при стандартных условиях ( $\Delta_r H^0_{298}$ ) равен сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции ( $\sum \Delta_f H^0_{298}$  (продукты реакции)) за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ ( $\sum \Delta_f H^0_{298}$  (исходные вещества)) с учетом стехиометрических коэффициентов ( $n_i, n_j$ ):

$$\Delta_r H^0_{298} = \sum n_i \Delta_f H^0_{298} (\text{продукты реакции}) - \sum n_j \Delta_f H^0_{298} (\text{исходные вещества}).$$

Если химическую реакцию записать в общем виде:



то тепловой эффект рассчитывается по уравнению

$$\Delta_r H^0_{298} = [c\Delta_f H^0_{298} (C) + d\Delta_f H^0_{298} (D)] - [a\Delta_f H^0_{298} (A) + b\Delta_f H^0_{298} (B)].$$

Химические процессы, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими ( $\Delta_r H^0_{298} < 0$ ), с поглощением теплоты – эндотермическими ( $\Delta_r H^0_{298} > 0$ ).

*Изменение энтропии системы в результате протекания химической реакции ( $\Delta_r S^0_{298}$ ) равно сумме абсолютных стандартных энтропий продуктов реакции за вычетом суммы абсолютных стандартных энтропий исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов:*

$$\Delta_r S^0_{298} = \sum n_j S^0_{298} (\text{продукты реакции}) - \sum n_i S^0_{298} (\text{исходные вещества}).$$

Изменение свободной энергии Гиббса системы  $\Delta_r G^0_{298}$  служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции при изобарно-изотермических процессах и может быть также определено двумя способами:

1) согласно следствию из закона Гесса: *изменение свободной энергии Гиббса в ходе химической реакции  $\Delta_r G^0_{298}$  равно сумме*



стандартных свободных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных свободных энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta_r G^0_{298} = \sum n_j \Delta_f G^0_{298} (\text{продукты реакции}) - \sum n_i \Delta_f G^0_{298} (\text{исходные вещества});$$

2) по уравнению Гиббса:

$$\Delta_r G^0_{298} = \Delta_r H^0_{298} - T \Delta_r S^0_{298}.$$

Если  $\Delta_r G^0_{298} < 0$ , то реакция возможна при стандартных условиях, если  $\Delta_r G^0_{298} > 0$ , то реакция невозможна.

Растворение кристаллических солей представляет собой сложный физико-химический процесс, зависящий от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и концентрации раствора.

При растворении соли в растворителе протекают два основных процесса: *эндотермический*, связанный с разрушением кристаллической решетки соли молекулами растворителя ( $\Delta_{\text{разр.кр.реш}} H^0_{298} > 0$ ), и *экзотермический*, обусловленный химическим взаимодействием частиц растворенного вещества (молекул, ионов) с молекулами растворителя и образованием сольватов ( $\Delta_{\text{сольв}} H^0_{298} < 0$ ). Если в качестве растворителя используется вода, то образующиеся частицы называются гидратами, тепловой эффект обозначается  $\Delta_{\text{гидр}} H^0_{298}$ .

Количественно процесс растворения солей оценивается стандартной теплотой растворения  $\Delta_{\text{раст}} H^0_{298}$  – изменением энтальпии при растворении одного моля соли в большом количестве молей растворителя.

Теплота растворения соли ( $\Delta_{\text{раст}} H^0_{298}$ ) представляет собой алгебраическую сумму изменения энтальпии разрушения кристаллической решетки соли молекулами растворителя ( $\Delta_{\text{разр.кр.реш}} H^0_{298}$ ) и изменения энтальпии образования сольватов ( $\Delta_{\text{сольв}} H^0_{298}$ ):

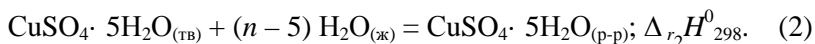
$$\Delta_{\text{раст}} H^0_{298} = \Delta_{\text{разр.кр.реш}} H^0_{298} + \Delta_{\text{сольв}} H^0_{298}.$$

В зависимости от того, энергетический эффект какого процесса преобладает по абсолютной величине при растворении соли, раствор будет охлаждаться или нагреваться.

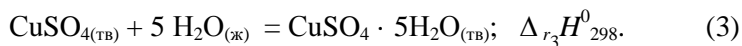
Теплотой гидратообразования называется количество теплоты, которое выделяется при образовании 1 моль твердого кристаллогидрата из твердой безводной соли и соответствующего количества воды.

Теплоту образования кристаллогидратов непосредственно опытным путем определить невозможно. Ее находят расчетным путем, используя закон Гесса, по калориметрическим данным теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата в больших количествах воды.

Установим связь между теплотой образования кристаллогидрата сульфата меди и теплотами растворения безводного  $\text{CuSO}_4$  и кристаллогидрата сульфата меди:



Вычитая из уравнения (1) уравнение (2), получим:



Тогда  $\Delta_{r_3} H^0_{298} = \Delta_{r_1} H^0_{298} - \Delta_{r_2} H^0_{298}$ .

Измерив опытным путем  $\Delta_{r_1} H^0_{298}$  и  $\Delta_{r_2} H^0_{298}$ , можно рассчитать теплоту гидратообразования сульфата меди(II).

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Определение теплоты растворения соли

#### *Выполнение опыта*

Запишите в отчет известные массы соли  $m_{\text{соли}}$  и стеклянных частей прибора  $m_{\text{ст}}$  (указана на штативе калориметра).

Работа проводится на калориметре (рис. 1).

На металлическом основании 7 калориметра установлена стойка 5 с кронштейнами для крепления термометра 2 и электродвигателя мешалки 3.

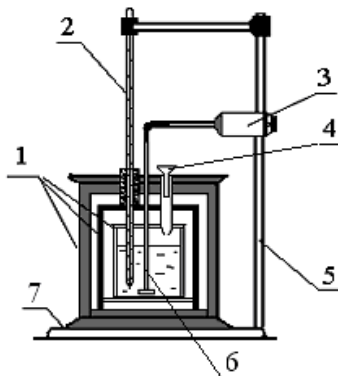


Рис. 1. Калориметр (общий вид)

Основными частями калориметра являются три емкости *1* – стаканы, вставленные один в другой. Внутренний стакан предназначен для растворения соли, два других – для термоизоляции. В крышке калориметра имеются три отверстия: для термометра *2*, воронки *4* и мешалки *6*.

Отмерьте цилиндром и влейте через воронку во внутренний стакан калориметра 200 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, после чего воронку замените на другую – для сыпучих материалов.

Включите мешалку и с интервалом 0,5 мин произведите 5–7 измерений температуры воды до ее постоянного значения.

Продолжая измерение температуры через каждые полминуты, всыпьте в воду подготовленную навеску соли и произведите 15–20 измерений температуры. Данные внесите в таблицу результатов измерений.

τ, мин									
<i>t</i> , °С									

### **Наблюдения и выводы**

1. По полученным данным постройте график  $t = f(\tau)$ , откладывая на оси абсцисс время  $\tau$  (мин), на оси ординат – температуру  $t$  (°С) (рис. 2, *a*).

Весь калориметрический процесс делится на три стадии.

После внесения всех опытных данных при экзотермическом растворении на графике получается кривая *ABDE*, где *AB* предварительная – стадия, *BD* – главная, *DE* – заключительная.

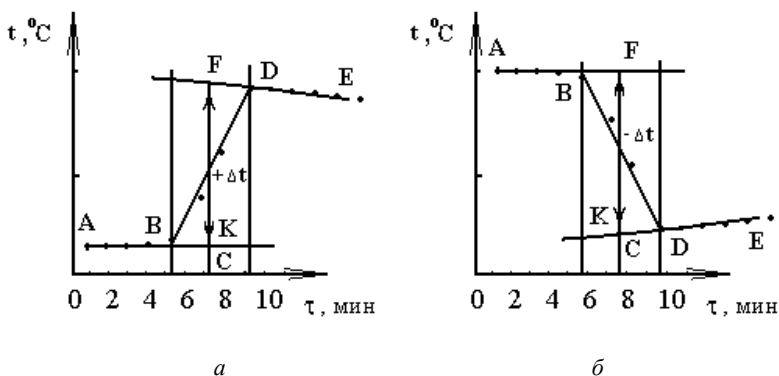


Рис. 2. Графический метод определения изменения температуры во время калориметрического опыта:  
*a* – экзотермическое растворение; *б* – эндотермическое растворение

Время главной стадии разделить пополам (точка *C*). Из точки *C* восстановить перпендикуляр и произвести экстраполяцию прямолинейных участков *AB* и *DE* на этот перпендикуляр. Отрезок между точками *KF*, выраженный в градусах, есть изменение температуры  $\Delta t$ , вызванное процессом. Аналогично строится график при эндотермическом растворении соли (рис. 2, *б*).

2. На основании полученных данных рассчитайте количество теплоты  $Q$ , выделившейся или поглощенной в калориметре в процессе растворения соли:

$$Q = [C_{\text{ст}} m_{\text{ст}} + C_{\text{р-ра}} (m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{соли}})] \Delta T,$$

где  $m_{\text{ст}}$  – масса стеклянных частей прибора, г;

$C_{\text{ст}}$  – удельная теплоемкость стекла, равная 0,753 Дж/(г · К);

$m_{\text{H}_2\text{O}}$  – масса воды, г;

$m_{\text{соли}}$  – масса соли, г;

$C_{\text{р-ра}}$  – удельная теплоемкость раствора (считать равной 4,18 Дж/(г · К));

$\Delta T = \Delta t + 273$  – изменение температуры при растворении соли, К.

3. Рассчитайте стандартную теплоту растворения соли  $\Delta_{\text{раст}} H_{298}^0$  по формуле, кДж/моль:

$$\Delta_{\text{раст}} H_{298}^0 = -\frac{Q M_{\text{соли}}}{m_{\text{соли}} \cdot 1000},$$

где  $M_{\text{соли}}$  – молярная масса соли, г/моль.

4. Полученный результат сравните с теоретически рассчитанным значением  $\Delta_{\text{раст}} H_{298}^0$  соли и рассчитайте абсолютную и относительную ошибки опыта.

## **Опыт 2. Определение теплоты гидратообразования сульфата меди(II)**

### ***Выполнение опыта***

По методике, предложенной в опыте 1, определите  $\Delta_{r_1} H_{298}^0$  реакции (1) и  $\Delta_{r_2} H_{298}^0$  реакции (2), приведенных в теоретической части, и рассчитайте теплоту гидратообразования  $\text{CuSO}_4$ . Для проведения опыта получите у лаборанта две навески: первую – 7,5 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , вторую – 4,5 г безводной соли  $\text{CuSO}_4$ .

Для растворения безводной соли  $\text{CuSO}_4$  отмерьте цилиндром  $300 \text{ см}^3$  воды, для растворения навески  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  –  $297 \text{ см}^3$ . Разница в 3 г соответствует количеству воды, которое содержится в 7,5 г кристаллогидрата.

### ***Наблюдения и выводы***

Методика расчета теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата аналогична рассмотренной в опыте 1.

Рассчитайте теоретическое значение  $\Delta_{r_3} H_{298}^0$  по справочным данным и сравните его с опытным. Определите относительную ошибку опыта.

## **Контрольные вопросы**

1. Какие бывают системы? Охарактеризуйте закрытую, открытую и изолированную системы.
2. Какими параметрами характеризуют состояние системы?
3. Что называется внутренней энергией системы? Можно ли определить ее абсолютное значение?
4. Какая функция состояния системы называется энтальпией?
5. Как формулируется закон Гесса, и каково его значение?

6. Дайте определение стандартной энтальпии образования вещества. Какова единица ее измерения?
7. Дайте определение теплового эффекта химической реакции.
8. Что называется абсолютной стандартной энтропией вещества, и какова ее размерность?
9. Как рассчитывается изменение энтропии химической реакции?
10. Каким соотношением связано изменение свободной энергии Гиббса с изменениями энтальпии и энтропии реакции?
11. Каково условие самопроизвольного протекания химических процессов?
12. Какие термодинамические процессы сопровождают растворение кристаллических солей?
13. Дайте определение теплоты растворения соли.
14. Охарактеризуйте понятие «теплота гидратообразования».

## Модуль № 2. РАСТВОРЫ. ГЕТЕРОГЕННЫЕ СИСТЕМЫ. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

### Лабораторная работа № 2.1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ЗАМЕРЗАНИЯ АНТИФРИЗА

*Цель работы:*

- 1) определить температуру замерзания антифриза;
- 2) экспериментально показать, что растворы замерзают при температурах ниже, чем температура замерзания чистого растворителя.

#### Теоретическая часть

Обменные процессы в живых организмах, а также большинство промышленных и сельскохозяйственных процессов протекают в растворах, что предопределяет необходимость знания характеристик и законов, лежащих в основе их описания и функционирования.

Антифриз – раствор, температура замерзания которого ниже температуры замерзания чистого растворителя, на основе которого приготовлен данный раствор. Антифризы применяются в основном в системах охлаждения автомобильных, авиационных и тракторных двигателей при значениях температуры окружающего воздуха от минус 75 °С до 0 °С.

Антифризы должны удовлетворять следующим требованиям: иметь низкую температуру замерзания, высокую теплопроводность, не вызывать коррозию металлических деталей, быть негорючими, неядовитыми и дешевыми.

Антифризы получают путем растворения некоторых органических веществ (например, этиленгликоля, глицерина, этанола и др.) и антикоррозийных добавок (декстрина (1 г/дм<sup>3</sup>), гидроортофосфата натрия (2,5–3,5 г/дм<sup>3</sup> Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>) в воде). Гидроортофосфат натрия защищает от коррозии чугунные, стальные, медные и латунные детали; декстрин – свинцово-оловянные припой, алюминий и медь.

Маркировка антифризов связана с температурой их замерзания. Для зон с умеренным климатом рекомендуется антифриз А-65 и др.

Наиболее распространенным антифризом в настоящее время является водный раствор этиленгликоля (НОН<sub>2</sub>С-СН<sub>2</sub>ОН) с соответствующими добавками. Этиленгликоль – бесцветная вязкая жидкость

со значениями температуры: кипения +198 °С (при 101,3 кПа), замерзания –12 °С.

Действие антифризов подчиняется второму закону Рауля (криоскопическому): *понижение температуры кристаллизации (замерзания) раствора  $\Delta T_{кр}$  прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества:*

$$\Delta T_{кр} = T_0 - T_{кр.р-ра} = K_T \cdot C_m = K_T \cdot \frac{m(X) 1000}{M(X) m_{р-ля}},$$

где  $T_0$  – температура кристаллизации чистого растворителя (воды), К;  
 $T_{кр. р-ра}$  – температура кристаллизации раствора, К;  
 $K_T$  – криоскопическая постоянная (для воды  $K_T = 1,858 \text{ К} \cdot (\text{кг} \cdot \text{моль}^{-1})$ );  
 $C_m$  – моляльная концентрация растворенного вещества, моль/кг;  
 $m(X)$  – масса растворенного вещества, г;  
 $M(X)$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;  
 $m_{р-ля}$  – масса растворителя (воды), г.

## Экспериментальная часть

### Выполнение опыта

Для определения температуры замерзания антифриза применяются прибор, называемый криоскопом (рисунок).

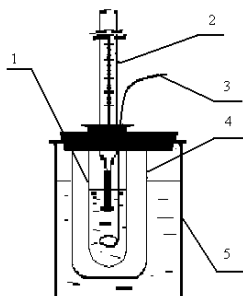


Рис. Криоскоп (общий вид)

Прибор состоит из реакционной пробирки 1, куда помещается исследуемый раствор. Пробирка закрывается пробкой, в которую вставляются термометр 2 (с ценой деления 0,01 °С–0,1 °С) и мешалка 3 –



проволака с кольцом на нижнем конце. Реакционная пробирка с термометром и мешалкой помещается в пробирку-термостат 4 и вставляется в стакан 5 с охлаждающей смесью. В качестве охлаждающей смеси используется раствор хлорида натрия.

Для проведения эксперимента следует достать из прибора пробирку 1, вынуть пробку с термометром 2 и мешалкой 3 и налить в пробирку  $10 \text{ см}^3$  исследуемого раствора. Закрыть пробирку пробкой с термометром и мешалкой и тщательно перемешать раствор. Опустить пробирку с раствором в охлаждающую смесь и, непрерывно помешивая мешалкой раствор, наблюдать за изменением его температуры.

### **Наблюдения и выводы**

1. Начиная примерно с  $+4 \text{ }^\circ\text{C}$ , отмечайте показания термометра через каждые 10 секунд. Полученные данные занесите в таблицу.

$\tau, \text{с}$	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$t, \text{ }^\circ\text{C}$										
$T, \text{K}$										

2. Постройте график зависимости температуры раствора от времени – кривую охлаждения.

3. Определите по графику температуру кристаллизации (замерзания) раствора ( $T_{\text{кр. р-ра}}^{\text{опыт}}$ ).

4. Используя второй закон Рауля (криоскопический), рассчитайте теоретическую температуру кристаллизации раствора антифриза ( $T_{\text{кр. р-ра}}^{\text{опыт}}$ ). Моляльную концентрацию ( $C_m$ ) растворенного вещества называет преподаватель. Температуру кристаллизации чистой воды (растворителя) примите равной  $T_0 = 273 \text{ K}$ , криоскопическую постоянную  $K_T = 1,858 \text{ K}\cdot(\text{кг}\cdot\text{моль}^{-1})$ .

5. Найдите абсолютную и относительную погрешности определения температуры замерзания (кристаллизации) раствора.

### **Контрольные вопросы**

1. Что называется антифризом? Каким требованиям он должен удовлетворять?

2. Какие вещества могут входить в состав антифриза?

3. На чем основано действие антифризов?

4. Как формулируется и математически записывается криоскопический закон Рауля?

5. Почему раствор закипает при более высокой температуре, а замерзает при более низкой по сравнению с чистым растворителем?

## Лабораторная работа № 2.2 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

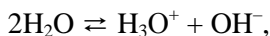
*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретические знания по типам гидролиза;
- 2) определить реакцию среды (рН) экспресс-методом и с помощью рН-метра.

### Теоретическая часть

Гидролизом соли называют процесс обменного взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита и изменению реакции среды (рН).

Результатом гидролиза является, как правило, смещение химического равновесия процесса электролитической диссоциации воды:



в упрощенном виде:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

Произведение молярных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называют *ионным произведением воды* ( $K_{\text{в}}$ ). При значении температуры 25 °С ионное произведение воды является величиной постоянной:

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Для характеристики концентрации ионов водорода введена особая единица, называемая водородным показателем. Обозначается она рН и равна отрицательному десятичному логарифму молярной концентрации ионов гидроксония (водорода):

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+], \text{ или } \text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов называют гидроксильным показателем и обозначают рОН:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

Тогда

$$pH + pOH = 14.$$

Величины pH и pOH характеризуют состояние раствора, в котором:

а)  $[H^+] = [OH^-]$  – среда нейтральная,  $pH = pOH = 7$ ;

б)  $[H^+] > [OH^-]$  – среда кислая,  $pH < 7$ ;  $pOH > 7$ ;

в)  $[H^+] < [OH^-]$  – среда щелочная,  $pH > 7$ ;  $pOH < 7$ .

Гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят ионы слабых электролитов: катионы слабых оснований или анионы слабых кислот (прилож.2).

Соли в зависимости от силы кислоты и основания, их образующих, делят на четыре типа:

1) соль образована сильной кислотой и сильным основанием;

2) соль образована сильной кислотой и слабым основанием;

3) соль образована слабой кислотой и сильным основанием;

4) соль образована слабой кислотой и слабым основанием.

*Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.* Равновесие диссоциации воды не нарушается, и среда таких солей остается нейтральной ( $pH = 7$ ).

В реакцию с водой вступают катионы слабых гидроксидов и анионы слабых кислот. Если эти ионы многозарядны  $Me^{n+}$  или  $A^{n-}$  (например,  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $SiO_3^{2-}$  и др.), то в результате гидролиза образуется гидроксокатион  $(MeOH)^{(n-1)+}$  или гидроанион  $(HA)^{(n+1)-}$  (первая степень гидролиза).

Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, подвергаются гидролизу *по катиону*, например: гидролиз сульфата меди(II) – соль образована сильной кислотой  $H_2SO_4$  и слабым основанием  $Cu(OH)_2$ .

Диссоциация молекулы соли на ионы протекает по уравнению

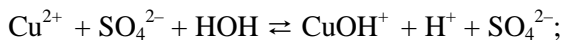


Гидролиз сульфата меди (II) описывается следующими уравнениями:

а) сокращенное ионно-молекулярное (по I ступени, так как основание двухкислотное):



б) полное ионно-молекулярное:



в) полное молекулярное:



Гидролиз по катиону приводит к связыванию гидроксид-ионов воды и накоплению ионов водорода с образованием кислой среды ( $\text{pH} < 7$ ).

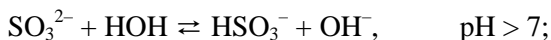
Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, подвергаются гидролизу *по аниону*, например: сульфит калия – соль образована сильным основанием KOH и слабой двухосновной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Диссоциация молекулы соли на ионы протекает по уравнению

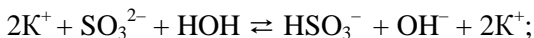


Гидролиз сульфита калия описывается следующими уравнениями:

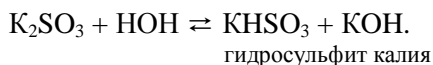
а) сокращенное ионно-молекулярное:



б) полное ионно-молекулярное:



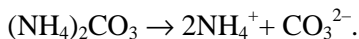
в) полное молекулярное:



Гидролиз по аниону приводит к связыванию ионов водорода воды и накоплению гидроксид-ионов, создавая щелочную среду ( $\text{pH} > 7$ ).

Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, подвергаются гидролизу *по катиону и по аниону*, например: карбонат аммония – соль образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабой двухосновной кислотой  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

Диссоциация молекулы соли на ионы протекает по уравнению

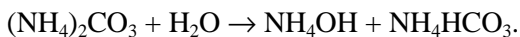


Гидролиз карбоната аммония описывается следующими уравнениями:

а) полное ионно-молекулярное:



б) полное молекулярное:



гидрокарбонат аммония

В таком случае pH среды определяется на основании сравнения констант диссоциации кислоты ( $K_{\text{кисл}}$ ) и гидроксида ( $K_{\text{осн}}$ ) (прилож. 5).

Если  $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$  – среда нейтральная ( $\text{pH} \approx 7$ );  $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$  – среда слабокислая ( $\text{pH} \leq 7$ );  $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$  ( $\text{pH} \geq 7$ ) – среда слабощелочная.

Знание процессов, протекающих при гидролизе солей, необходимо инженеру сельскохозяйственного профиля в его практической деятельности. Например, при внесении минеральных удобрений в почву может измениться и ее кислотность, которая оказывает большое влияние на развитие растений и почвенных микроорганизмов, на скорость и направленность химических и биохимических процессов в ней.

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Определение реакции среды в результате гидролиза солей: а) хлорида алюминия; б) карбоната натрия

#### *Выполнение опыта*

Каплю исследуемого 0,5 н. раствора соли нанесите на универсальную индикаторную бумагу. Полученную окраску сравните со шкалой цветов и определите величину pH.

### **Наблюдения и выводы**

1. Результаты исследований занесите в таблицу.

Раствор соли	Цвет универсальной индикаторной бумаги	Величина рН	Молярная концентрация, моль/дм <sup>3</sup>	
			[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]
AlCl <sub>3</sub>				
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				

Рассчитайте молярные концентрации [H<sup>+</sup>] и [OH<sup>-</sup>], используя выражения:

$$pH + pOH = 14,$$

$$[H^+] = 10^{-pH}; [OH^-] = 10^{-pOH}.$$

2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза данных солей по первой ступени.

3. Назовите полученные при гидролизе (по I ступени) вещества.

### **Опыт 2. Совместный гидролиз двух солей**

#### **Выполнение опыта**

В пробирку внесите 6–8 капель 0,5 н. раствора карбоната натрия, добавьте столько же капель 0,5 н. раствора хлорида алюминия.

#### **Наблюдения и выводы**

1. Отметьте выделение пузырьков газа и выпадение осадка.

2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза.

3. Какие вещества получаются при растворении в воде солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой?

4. Какие соли не существуют в водных растворах (например, йодид меди(II) CuI<sub>2</sub>) и почему?

### **Опыт 3. Определение реакции среды рН с помощью рН-метра в растворах солей: NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, KCl, являющихся удобрениями**

#### **Выполнение опыта**

В стакан емкостью 50 см<sup>3</sup> налейте 40 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора нитрата аммония NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>. Перед определением рН электроды промойте несколько раз дистиллированной водой.

Рассмотрите схему установки для определения реакции среды с помощью рН-метра (рисунок).

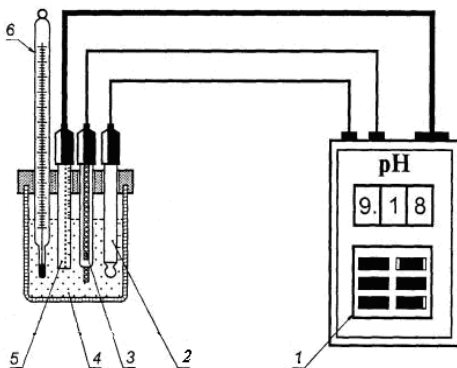


Рис. Установка для определения реакции среды с помощью рН-метра (общий вид):

1 – рН-метр; 2 – электрод стеклянный; 3 – электрод хлорсеребряный; 4 – стакан с раствором соли; 5 – электрод вспомогательный; 6 – термометр

Определите по шкале ориентировочное значение рН раствора, затем перейдите на более чувствительный диапазон измерений.

Определите таким же способом рН 0,1 н. растворов ортофосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и хлорида калия  $\text{KCl}$ .

### **Наблюдения и выводы**

1. Запишите результаты значений рН для исследуемых растворов и сделайте вывод о реакции среды в растворах данных солей.

2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные реакции гидролиза данных солей по I ступени. Назовите полученные при гидролизе вещества.

3. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки, используя рассчитанные и экспериментально измеренные значения рН.

4. Какую из данных солей можно вносить для нейтрализации кислой почвы?

### **Контрольные вопросы**

1. Что называют ионным произведением воды, и чему оно равно?
2. Какой показатель количественно характеризует реакцию среды? Что такое рН?

3. Что называют гидролизом солей?
4. Какие соли подвергаются гидролизу?
5. В каких случаях наблюдается ступенчатый гидролиз, и как он протекает?
6. Какова реакция среды при гидролизе по катиону?
7. Какая реакция среды создается в растворе при гидролизе по аниону?
8. Как определяют реакцию среды при гидролизе солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой?
9. Как практически можно определить реакцию среды?



## Лабораторная работа № 2.3

### ГРУБОДИСПЕРСНЫЕ И КОЛЛОИДНЫЕ СИСТЕМЫ

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретические знания по разделам коллоидной химии;
- 2) получить дисперсные системы и коллоидный раствор;
- 3) исследовать свойства полученных дисперсных систем и коллоидного раствора.

#### Теоретическая часть

Дисперсной системой называется гетерогенная система, состоящая из двух фаз, одна из которых (*дисперсная фаза*), состоящая из очень мелких частиц, распределена в среде другой фазы (сплошной) – *дисперсионной среде*. Необходимым условием существования дисперсной системы является взаимная нерастворимость веществ, образующих дисперсную фазу и дисперсионную среду. Отличительная особенность дисперсных систем заключена в малом размере частиц при наличии значительной межфазной поверхности. Поэтому наибольшее значение имеют свойства поверхности и происходящие на ней процессы, а не свойства частиц в целом.

Мерой раздробленности вещества может служить поперечный размер частиц (диаметр для сферических частиц) или дисперсность системы – величина, обратная поперечному размеру частиц. Дисперсные системы в зависимости от размера частиц дисперсной фазы классифицируются следующим образом:

– *молекулярнодисперсные* – размер частиц до 10 нм. Вещество находится в виде отдельных молекул или ионов, образуя истинные растворы (гомогенные системы);

– *дисперсные* (коллоидные) – размер частиц от 10 до 100 нм;

– *высокодисперсные* (коллоидные) – размер частиц от 10 до 100 нм. Это коллоидное состояние вещества, когда вещество раздроблено до очень мелких частиц, невидимых в обычный микроскоп, но представляющих собой агрегаты из множества молекул, которым присущи свойства твердой фазы;

– *среднедисперсные* (микрөгетерогенные) – размер частиц от 100 нм до 1 мкм;

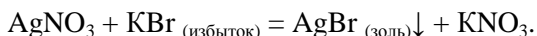
– *грубодисперсные* – размер частиц > 1 мкм.

Дисперсными системами являются консистентные смазки, лаки, краски, смазочно-охлаждающие жидкости (СОЖ), шлифовальные пасты.

Дисперсные системы, в которых дисперсионная среда является жидкой, а дисперсная фаза – твердой, называются коллоидными растворами.

Согласно теории, разработанной П.П. Веймарном, А.В. Думанским, Н.П. Песковым и другими, коллоидный раствор (золь) состоит из мицелл и интермицеллярной жидкости. Мицелла представляет собой сложный комплекс структурно связанных между собой разнородных частиц.

Рассмотрим строение мицеллы гидрозоля, полученного при смешивании водных растворов бромиды калия (в избытке) и нитрата серебра:



Основа мицеллы – *коллоидная частица* золя бромиды серебра, которая является микрокристаллом (твердая фаза), состоящая из  $m$  молекул бромиды серебра ( $m[\text{AgBr}]$ ). В коллоидной частице  $m[\text{AgBr}]$  ионы расположены в том же порядке, что и в кристаллической решетке  $\text{AgBr}$ , и эта частица нейтральна. При формировании мицеллы образованный микрокристалл способен избирательно адсорбировать из раствора катионы  $\text{Ag}^+$  или бромид-анионы  $\text{Br}^-$ . Поскольку реакция проводится в избытке бромиды калия, то на поверхности микрокристалла адсорбируются  $n$  ионов  $\text{Br}^-$ , которые формируют отрицательный заряд частицы и являются *потенциалопределяющими ионами* (ПОИ). Частица  $m[\text{AgBr}]$  вместе с потенциалопределяющими ионами  $n\text{Br}^-$  составляют ядро мицеллы.

Адсорбированные потенциалопределяющие ионы притягивают из раствора ионы противоположного знака (*противоионы*), имеющиеся в избытке (в данном случае ионы  $\text{K}^+$ , которые не могут войти в кристаллическую структуру коллоидной частицы). Одна часть противоионов ( $n-x$ )  $\text{K}^+$  адсорбируется на поверхности ядра, образуя *адсорбционный слой* противоионов. Другая часть противоионов  $x$   $\text{K}^+$  образует подвижный *диффузный слой* противоионов, их число определяется условием электронейтральности мицеллы. Ядро вместе с адсорбционным слоем называется *гранулой*, в данном случае заряженной отрицательно, так как отрицательный заряд потенциалопределяющих ионов  $n\text{Br}^-$

по величине превосходит положительный заряд  $(n-x) K^+$  противоионов адсорбционного слоя. Отсюда следует, что знак заряда гранулы соответствует знаку заряда потенциалопределяющих ионов. Гранула вместе с противоионами диффузного слоя является электронейтральной частицей и называется *мицеллой*. Схема строения мицеллы изображена на рисунке.

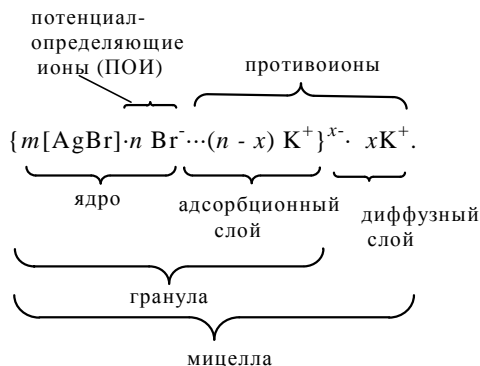


Рис. Схема строения мицеллы

Противоионы адсорбционного слоя сравнительно прочно связаны с ядром мицеллы, образуя гранулу, противоионы диффузного слоя подвержены действию двух факторов: электростатическому притяжению гранулой (имеющей противоположный заряд), которое удерживает их вблизи ядра, и броуновскому движению, стремящемуся распределить их в дисперсионной среде. Поэтому диффузный слой противоионов мицеллы непрочен, при перемещении мицеллы происходит его частичное разделение и даже отрыв, а между слоем ионов адсорбционного слоя и диффузного слоя возникает потенциал, называемый *электрокинетическим*, или  $\xi$  (*дзета*)-*потенциалом*. Электрокинетический потенциал назван так потому, что диффузный слой подвижен и может смещаться при движении мицеллы. Электрокинетический потенциал имеет величину порядка 1–100 мВ. Этому потенциалу приписывают знак заряда твердой поверхности ядра мицеллы.

Несмотря на небольшую величину,  $\xi$ -потенциал играет существенную роль в устойчивости коллоидных растворов. Коллоидные растворы практически устойчивы при  $\xi$ -потенциале, равном 30 мВ.

Важно знать свойство коллоидных частиц – коагуляцию (слипание). Она наступает при  $\xi = 0$  В. Добавление к золю электролита или другого золь, гранулы которого имеют противоположный заряд, вызывает коагуляцию. Чаще золи коагулируют под действием электролитов. Количество миллимолей электролита, которое необходимо добавить, чтобы вызвать начало коагуляции 1 дм<sup>3</sup> коллоидного раствора, называется *порогом коагуляции* ( $\gamma$ ). Чем выше заряд иона электролита, тем сильнее его коагулирующая способность. Очистка воды и многих растворов осуществляется методом коагулирования (под действием электролитов) или электрокоагуляции (под действием электрического тока).

Процесс, обратный коагуляции, – пептизация, т. е. превращение рыхлых осадков в коллоидные растворы. С данным процессом связано моющее свойство мыла. Молекулы мыла адсорбируются частицами загрязнений, сообщают им заряд и переводят их в коллоидный раствор, удаляя с поверхности.

Наиболее распространенными дисперсными системами являются суспензии и эмульсии.

*Суспензия* – дисперсная система, состоящая из твердой дисперсной фазы и жидкой дисперсионной среды. По концентрации частиц суспензии классифицируются на разбавленные (взвеси) и концентрированные (пасты).

Суспензии широко используются в керамической промышленности, в производстве лаков, красок и пр. В сельском хозяйстве применяют суспензии пестицидов, инсектицидов, фунгицидов и т. п. Многие строительные материалы используют в виде суспензий. Шлифовальные пасты применяются в металлообрабатывающей промышленности.

*Эмульсия* – дисперсная система, состоящая из двух взаимно нерастворимых жидкостей, одна из которых распределена в другой в виде мельчайших капелек. Полярная жидкость в эмульсии обозначается как вода (в), неполярная – как масло (м).

По полярности дисперсной фазы и дисперсионной среды эмульсии делят:

- на прямые эмульсии (м/в) (капли неполярной жидкости распределены в полярной жидкости; масло, как дисперсная фаза в воде как дисперсионной среде);
- обратные эмульсии (капли полярной жидкости распределены в неполярной жидкости (в/м): косметические кремы, сырая нефть).

Для образования устойчивых эмульсий и суспензий в них вводят вещества – эмульгаторы, способные адсорбироваться на поверхности частиц дисперсной фазы, уменьшая поверхностное натяжение на границе двух веществ, образующих дисперсную систему, и придавая ей устойчивость. Эти вещества называются поверхностно-активными (ПАВ). Знания о стабилизации дисперсных систем поверхностно-активными веществами (ПАВ) позволяют понять многие технологические процессы, например: обработка и переработка молока (эмульсия), приготовление масла; обезжиривание, удаление грязи; смачивание различных поверхностей и т. д.

Большое значение в промышленности имеют эмульсолы – смазочно-охлаждающие жидкости (СОЖ), применяющиеся для охлаждения режущих инструментов при механической обработке металлов. Эмульсол – сложная композиция, состоящая из воды, масла, эмульгатора. Для придания СОЖ антикоррозионных и пассивирующих свойств добавляют растворы неорганических солей ( $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и др.), а также активные присадки, чаще всего элементоорганические соединения, содержащие серу, фосфор, цинк и пр.

Для инженеров, работающих в сельском хозяйстве, большое значение имеют вопросы, связанные с коллоидами почвы, определяющими ее агрофизические и технологические свойства. Коллоидами почвы называются наиболее мелкие частицы почвы. Размер, форма частиц почвы и их природа определяют водопроницаемость и поглонительную способность почвы, которые в свою очередь влияют на урожайность. Коллоиды почв обладают свойством адсорбировать из окружающей среды газы, жидкости, ионы. Крупные частицы почвы не участвуют в процессах поглощения. Коллоиды почв легко адсорбируют из водных растворов (почвенного раствора) различные катионы ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}^+$  и пр.) до полного насыщения поверхности частиц.

Количество коллоидных частиц в почвах неодинаково. В тяжелых глинистых почвах они составляют до 50 % от массы почвы, в суглинистых – до 30 %, в песчаных – до 3 %. Почвы характеризуются разной способностью адсорбировать газы, жидкости и ионы ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и пр.) из окружающей среды. Важнейшие свойства почвы зависят от соотношения адсорбированных катионов. Благодаря коллоидам, почвы обладают буферным

действием – способностью сохранять постоянство рН почвы при внесении удобрений, известковании и гипсовании.

### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Получение грубодисперсной системы (ГДС): мел в воде

##### *Выполнение опыта*

Налейте в пробирку до  $\frac{1}{2}$  ее объема дистиллированной воды, внесите в нее один микрошпатель порошка мела, закройте отверстие и сильно взболтайте.

##### *Наблюдения и выводы*

1. Наблюдайте постепенное расслоение полученной ГДС.
2. Заполните таблицу составных частей ГДС.

Название ГДС	Дисперсная фаза	Дисперсионная среда

#### Опыт 2. Получение ГДС: масло в воде и ее стабилизация

##### *Выполнение опыта*

В две пробирки до  $\frac{1}{3}$  их объема налейте дистиллированной воды и в каждую внесите по 6–8 капель масла. В одну из пробирок добавьте 6–8 капель раствора мыла с массовой долей 1 %. Обе пробирки закройте и сильно встряхните.

##### *Наблюдения и выводы*

1. Заполните таблицу составных частей ГДС.

Название ГДС	Дисперсная фаза	Дисперсионная среда

2. Наблюдайте быстрое расслоение системы в одной из пробирок и образование устойчивой системы – в другой пробирке.

3. Объясните действие мыла.
4. Приведите схему стабилизации мылом данной ГДС.

#### Опыт 3. Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III) при гидролизе соли железа

##### *Выполнение опыта*

В стакан емкостью 50 см<sup>3</sup> налейте 20 см<sup>3</sup> дистиллированной воды. Нагрейте воду до кипения. Снимите стакан с нагревательного

прибора. В приготовленную воду при перемешивании стеклянной палочкой постепенно влейте  $1 \text{ см}^3$  0,5 н. раствора хлорида железа(III). Полученный раствор снова нагрейте и кипятите в течение 1–2 минут. Сохраните для следующего опыта.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте цвет образовавшегося золя гидроксида железа(III).
2. Каким методом был получен данный коллоидный раствор?
3. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза хлорида железа(III), протекающего при нагревании до образования гидроксида железа(III).
4. Укажите ионы, которые должны адсорбироваться на поверхности частиц гидроксида железа(III). Учтите, что процесс гидролиза обратим и часть хлорида железа(III) остается в растворе.
5. Составьте схему строения мицеллы гидроксида железа(III). Каков знак заряда ее гранулы? Обозначьте составные части мицеллы золя гидроксида железа(III).

#### **Опыт 4. Коагуляция коллоидного раствора гидроксида железа(III) растворами электролитов**

##### ***Выполнение опыта***

Отмерьте в три пробирки одинаковые объемы полученного в опыте 3 коллоидного раствора гидроксида железа(III). В каждую пробирку добавьте по каплям (капли считайте): в первую – 0,5 н. раствор хлорида натрия NaCl, во вторую – 0,5 н. раствор сульфата натрия Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, в третью – 0,5 н. раствор ортофосфата натрия Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> до помутнения растворов.

##### ***Наблюдения и выводы***

1. Объясните, почему коллоидный раствор гидроксида железа(III) мутнеет при добавлении растворов электролитов? Как называется процесс?
2. Учитывая знак заряда гранулы золя гидроксида железа(III), укажите те ионы, которые вызвали коагуляцию.
3. Какой из этих ионов проявил наибольшую коагулирующую способность? Чем это объясняется?

#### **Контрольные вопросы**

1. Как классифицируются дисперсные системы по степени дисперсности?

2. Что называется суспензией? эмульсией? Где они находят применение?

3. Какие вещества применяются в качестве стабилизаторов суспензий и эмульсий?

4. Что представляют собой прямая и обратная эмульсии?

5. Чем отличаются коллоидные растворы от истинных растворов?

6. Какова роль и значение золей?

7. Какими методами можно получить коллоидные частицы?

8. Из чего состоит коллоидный раствор?

9. Как называются составные части мицеллы?

10. Что называется электрокинетическим потенциалом, и что он определяет?

11. Какой процесс называется коагуляцией? Чем она вызывается? Что представляет собой пептизация?

12. Что называется порогом коагуляции? Как влияет на его величину заряд иона-коагулянта?



## Лабораторная работа № 2.4

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

*Цель работы:*

- 1) изучить основные типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР);
- 2) сформировать представление о процессах окисления и восстановления, об окислителе и восстановителе;
- 3) исследовать окислительно-восстановительные свойства некоторых веществ.

### Теоретическая часть

*Окислительно-восстановительными реакциями* называют процессы, которые сопровождаются изменением степеней окисления атомов или ионов. *Степень окисления* – условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что все связи в соединении носят только ионный характер. Условно считается, что изменение степени окисления происходит вследствие полного перехода электронов от одних атомов или ионов к другим.

Атомы или ионы некоторых элементов проявляют постоянную степень окисления в соединениях:

- степени окисления атомов простых веществ равны 0 ( $\text{Al}^0$ ,  $\text{H}_2^0$ );
- металлы I А группы (щелочные): +1;
- металлы II А группы (щелочно-земельные): +2;
- алюминий: +3;
- водород: +1 (в гидридах металлов –1:  $\text{Na}^+\text{H}^-$ );
- фтор: –1;
- кислород: –2 (в пероксидах: –1 ( $\text{H}_2^+\text{O}_2^-$ ); в оксиде фтора: +2 ( $\text{F}_2^-\text{O}^{+2}$ )).

Степени окисления атомов остальных элементов в соединениях рассчитываются на основании условия электронейтральности молекул. Например, для серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно расставить известные степени окисления водорода и кислорода, неизвестную степень окисления серы обозначить через  $x$ :  $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$ . Исходя из правила, что *сумма всех степеней окисления в соединении должна быть равна нулю*, рассчитываем неизвестную степень окисления серы:

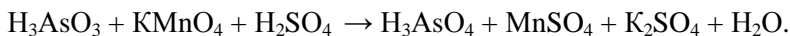
$$2(+1) + 1(x) + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6.$$

При этом получаем:  $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ .

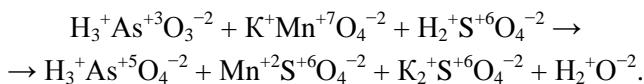
*Окислитель* – вещество, которое принимает электроны, *восстановитель* – вещество, которое отдает электроны. *Окисление* – процесс отдачи электронов. *Восстановление* – процесс присоединения электронов.

Для определения и расстановки коэффициентов в схеме ОВР существует несколько способов. Одним из них является метод электронного баланса. Данный метод основан на правиле: *общее количество электронов, отданных восстановителем, должно быть равно общему количеству электронов, принятых окислителем.*

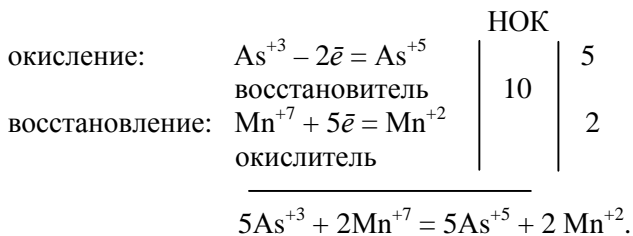
Применим данный метод для расстановки коэффициентов в схеме реакции:



Расставляем степени окисления над всеми элементами:



Из схемы следует, что степень окисления мышьяка до реакции была +3, после реакции стала +5; степень окисления марганца изменилась с +7 до +2. Показываем эти изменения степеней окисления в электронных уравнениях, определяя при этом количество отданных и принятых электронов, а также наименьшее общее кратное (НОК) между электронами. Находим основные коэффициенты, составляем балансное уравнение:



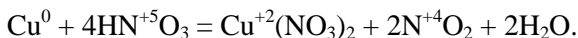
Подставляем основные коэффициенты в схему реакции перед веществами, содержащими восстановитель и окислитель. Далее расставляем дополнительные коэффициенты в следующей последовательности: 1) уравниваем количество атомов металлов; 2) уравниваем количество атомов неметаллов (кроме водорода и кислорода); 3) уравниваем количество атомов водорода; 4) проводим проверку по количеству атомов кислорода.

Уравнение будет иметь окончательный вид:

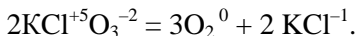


Различают три типа окислительно-восстановительных реакций.

*Межмолекулярные ОВР* – это реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав различных молекул:



*Внутримолекулярные ОВР* – это реакции, в которых и окислитель, и восстановитель, являясь различными элементами, входят в состав одной молекулы:



Реакции *самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)* – это ОВР, в которых и окислитель, и восстановитель являются атомами одного и того же элемента в одной и той же молекуле:



ОВР лежат в основе процессов превращения химической энергии в электрическую, а также в процессах, вызываемых протеканием электрического тока через растворы или расплавы электролитов. Это гальванические и топливные элементы, аккумуляторы, гальванопластика и гальваностегия; электрохимические методы обработки и рафинирования металлов; синтез важнейших химических продуктов и др.

Многие биохимические реакции также являются окислительно-восстановительными: дыхание животных и человека; усвоение

углекислого газа и выделение кислорода растениями; обмен веществ и ряд других биологических процессов.

### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Окислительные свойства перманганата калия $\text{KMnO}_4$

Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (ион  $\text{MnO}_4^-$ ) является сильным окислителем. Окисляя другие вещества, он восстанавливается (таблица).

Соединение	Степень окисления	Среда	Продукты восстановления	
			Степень окисления	Соединение
$\text{KMnO}_4$	$\text{Mn}^{+7}$	Кислая ( $\text{pH} < 7$ )	$\text{Mn}^{+2}$	$\text{MnSO}_4$ (бесцв.)
$\text{KMnO}_4$	$\text{Mn}^{+7}$	Щелочная ( $\text{pH} > 7$ )	$\text{Mn}^{+6}$	$\text{K}_2\text{MnO}_4$ (зел. цв.)
$\text{KMnO}_4$	$\text{Mn}^{+7}$	Нейтральная ( $\text{pH} = 7$ )	$\text{Mn}^{+4}$	$\text{MnO}_2$ (бур. цв.)

#### *Выполнение опыта*

В три пробирки налейте по 1–2 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . В одну пробирку добавьте 1–2 см<sup>3</sup> 2 н. раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую – такое же количество 2 н. раствора гидроксида калия  $\text{KOH}$ , в третью – столько же воды. Затем в каждую пробирку добавьте по несколько кристалликов сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

#### *Наблюдения и выводы*

1. Отметьте изменения, произошедшие в каждой пробирке.
2. Напишите схемы реакций, используя данные таблицы.
3. Для каждой схемы расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.
4. Укажите окислитель и восстановитель, назовите процесс окисления и восстановления.

#### Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты и ее солей

Некоторые химические вещества, в зависимости от того, с чем они реагируют, проявляют либо окислительные, либо восстановительные свойства. Примером является азотистая кислота  $\text{HNO}_2$  и ее соли, например, нитрит натрия  $\text{NaNO}_2$ .

### ***Выполнение опыта***

В первую пробирку налейте 1–2 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора нитрита натрия NaNO<sub>2</sub>, подкислив его 0,2 н. раствором серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2–4 капли), и добавьте 5–7 капель 0,1 н. раствора йодида калия KI. Во вторую пробирку внесите 5–7 капель перманганата калия KMnO<sub>4</sub>, подкислив его 0,2 н. раствором серной кислоты (2–4 капли), и добавьте 10–20 капель 0,1 н. раствора нитрита натрия NaNO<sub>2</sub>.

### ***Наблюдения и выводы***

*В первой пробирке наблюдайте выделение молекулярного йода (окраска).*

1. Напишите схему реакции в молекулярной форме, учитывая, что восстановление нитрита натрия происходит до NO.

2. Расставьте коэффициенты в схеме методом электронного баланса.

3. Сделайте вывод: окислителем или восстановителем является нитрит натрия?

*Во второй пробирке наблюдайте обесцвечивание перманганата калия.*

4. Напишите схему ОВР. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

5. Сделайте вывод: окислителем или восстановителем является нитрит натрия?

6. Объясните, почему нитрит натрия способен быть окислителем и восстановителем.

### **Опыт 3. Окислительные свойства дихромата калия**

Дихромат калия K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> является сильным окислителем. В кислой среде хром(VI) восстанавливается до катионов Cr<sup>3+</sup>. В смеси с концентрированной серной кислотой он носит название хромовой смеси.

### ***Выполнение опыта***

В пробирку внесите 5–7 капель 0,5 н. раствора дихромата калия, подкислив его 2 н. раствором серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2–4 капли), и добавьте 10–20 капель 0,1 н. раствора нитрита натрия NaNO<sub>2</sub>. Полученную смесь слабо нагрейте, соблюдая меры предосторожности.

### ***Наблюдения и выводы***

1. Наблюдайте изменение окраски раствора. Объясните наблюдаемое явление.

2. Напишите схему реакции.
3. Расставьте коэффициенты в схеме методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель, процесс окисления и восстановления.

### **Контрольные вопросы**

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. В чем заключается сущность процессов окисления и восстановления?
3. Какие вещества называются окислителями, какие – восстановителями?
4. Может ли одно и то же вещество быть и окислителем, и восстановителем?

## Лабораторная работа № 2.5

### РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

*Цель работы:*

1) экспериментально проверить следствия из ряда напряжений металлов;

2) собрать цинково-медный гальванический элемент, измерить его напряжение при различных концентрациях солей цинка и меди.

#### Теоретическая часть

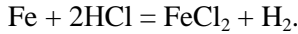
Характерное свойство всех металлов – способность отдавать валентные электроны, образуя положительно заряженные ионы. Склонность к отдаче электронов у различных металлов неодинакова. Чем легче металл отдает электроны, тем химически он более активен. Значение стандартного электродного потенциала  $\varphi^0$  характеризует химическую активность металла – его восстановительную способность. По химической активности металлы располагаются в *ряд напряжений металлов*, который еще в 1860 году был установлен Н.Н. Бекетовым (прилож. 4).

Ряд напряжений, или электрохимический ряд напряжений металлов, включает в себя металлы, расположенные в порядке возрастания алгебраических величин их стандартных электродных потенциалов ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ ). В ряд напряжений металлов помещен также и водород, стандартный электродный потенциал которого принят за нуль ( $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ В}$ ). Слева от водорода стоят металлы с отрицательными значениями стандартного электродного потенциала  $\varphi^0$ , справа – с положительными.

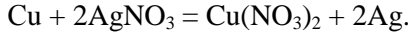
Из электрохимического ряда напряжений металлов вытекают несколько следствий:

1. Чем меньше алгебраическое значение  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ , тем металл легче окисляется (отдает электроны) и тем труднее он восстанавливается (присоединяет электроны) из растворов своих солей.

2. Металлы, имеющие стандартный электродный потенциал отрицательнее стандартного электродного потенциала водорода, способны вытеснить (восстанавливать) его из разбавленных растворов кислот-неокислителей, например:



3. Каждый металл способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые в ряду напряжений металлов стоят правее, например:



Значения электродных потенциалов зависят от нескольких факторов (температура, молярная концентрация растворов электролитов и др.).

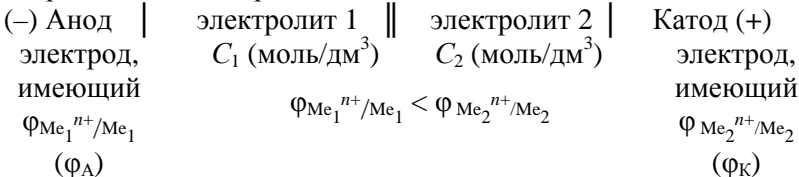
Величина электродного потенциала ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ ) в зависимости от концентрации рассчитывается по формуле Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C(\text{Me}^{n+}),$$

где  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$  – потенциал металла при данной концентрации ионов, В;  
 $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – стандартный электродный потенциал металла, В;  
 $n$  – количество электронов в электродной реакции  $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^{n+}$ ;  
 $C(\text{Me}^{n+})$  – молярная концентрация ионов металла в растворе, моль/дм<sup>3</sup>.

*Гальванические элементы* (ГЭ) – химические источники тока (ХИТ) одноразового действия, в которых энергия ОВР непосредственно преобразуется в электрическую. Они состоят из металлических электродов (проводники первого рода), погруженных в растворы или расплавы электролитов (проводники второго рода).

Простейшая электрохимическая схема ГЭ:



Если молярные концентрации электролитов равны 1 моль/дм<sup>3</sup>, то электродвижущая сила (ЭДС) ГЭ ( $\Delta\varphi^0$ ) рассчитывается по формуле

$$\Delta\varphi^0 = \varphi_{\text{Me}_2^{n+}/\text{Me}_2}^0 - \varphi_{\text{Me}_1^{n+}/\text{Me}_1}^0, \text{ или } \Delta\varphi^0 = \varphi_{\text{катода}}^0 - \varphi_{\text{анода}}^0.$$



Электрохимические процессы ОВР занимают важное место на пути превращения химической энергии в электрическую. Электрохимические превращения находят свое воплощение и в других ХИТ (топливные элементы, аккумуляторы). ХИТ обеспечивают автономное питание радиотехнической и электронной аппаратуры, работают бесшумно, не загрязняют окружающую среду, просты в обслуживании, имеют высокий КПД.

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Вытеснение водорода из кислоты металлами

#### *Выполнение опыта*

В три пробирки налейте по 2–3 см<sup>3</sup> 2 н. раствора соляной кислоты HCl и поместите в первую пробирку алюминиевую проволоку, во вторую – медную проволоку, в третью – гранулированный цинк.

#### *Наблюдения и выводы*

1. Какие из взятых металлов вытесняют водород из разбавленной соляной кислоты?
2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
3. Составьте электронные уравнения к ОВР для проведенных реакций.
4. Объясните различную активность металлов по отношению к кислоте. Разместите металлы в ряд в порядке уменьшения их восстановительной способности (активности).

### Опыт 2. Вытеснение одних металлов из растворов их солей другими, более активными металлами

#### *Выполнение опыта*

Налейте в две пробирки по 2–3 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора сульфата меди CuSO<sub>4</sub> и опустите в одну из них железную проволоку, в другую – алюминиевую проволоку. Проведите аналогичный опыт с 0,1 н. раствором нитрата свинца Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, опустив в одну из пробирок гранулированный цинк, в другую – медную проволоку.

#### *Наблюдения и выводы*

1. Результаты наблюдений запишите в таблицу. Отметьте: знаком «+» вытеснение металла из раствора его соли и знаком «–» отсутствие вытеснения.

Металл, опускаемый в раствор соли	Ионы металлов в растворе	
	$\text{Cu}^{+2}$	$\text{Pb}^{+2}$
Fe		
Al		
Zn		
Cu		

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций, составьте для них электронные уравнения.

### Опыт 3. Цинково-медный гальванический элемент

#### Выполнение опыта

Соберите прибор (рисунок) следующим образом. Один из стаканов наполните 1 М раствором сульфата меди(II) и опустите в него медную пластинку, второй – 1 М раствором сульфата цинка и опустите в него цинковую пластинку. Предварительно пластинки хорошо зачистите наждачной бумагой. Соедините растворы в стаканах электролитическим мостиком, заполненным раствором сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

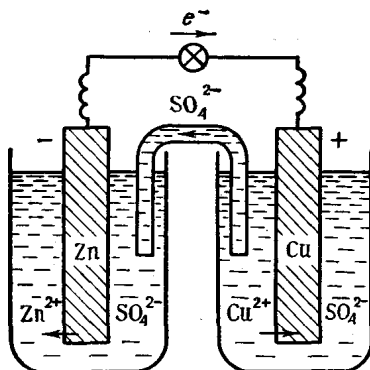


Рис. Схема цинково-медного гальванического элемента

Используйте различные концентрации растворов электролитов:

- $\text{ZnSO}_4$  (1 М),  $\text{CuSO}_4$  (1 М);
- $\text{ZnSO}_4$  (0,1 М),  $\text{CuSO}_4$  (1 М);
- $\text{ZnSO}_4$  (1 М),  $\text{CuSO}_4$  (0,1 М) и другие (по указанию преподавателя).

### **Наблюдения и выводы**

1. Запишите электрохимическую схему ГЭ, электродные процессы и суммарную реакцию, протекающую при его работе.

2. По показанию вольтметра определите экспериментальное значение ЭДС  $\Delta\varphi_{\text{эксп}}$  для данного варианта концентраций растворов электролитов.

3. Рассчитайте значения электродных потенциалов медного и цинкового электродов  $\varphi_{\text{к(расч)}}$  и  $\varphi_{\text{а(расч)}}$  по уравнению Нернста для соответствующего варианта концентраций растворов электролитов.

4. Получите рассчитанное значение ЭДС ГЭ по формуле

$$\Delta\varphi_{\text{расч}} = \varphi_{\text{к(расч)}} - \varphi_{\text{а(расч)}}$$

Сравните с экспериментально полученным  $\Delta\varphi_{\text{эксп}}$ .

5. Результаты расчетов и экспериментальные значения запишите в таблицу.

$\varphi_{\text{к}}, \text{В}$	$\varphi_{\text{а}}, \text{В}$	$\Delta\varphi, \text{В}$		Абсолютная ошибка
расч.	расч.	эксп.	расч.	$\Delta\varphi_{\text{расч}} - \Delta\varphi_{\text{эксп}}$

6. Рассчитайте абсолютную ошибку определения ЭДС ГЭ, используя расчетные и экспериментальные значения.

### **Контрольные вопросы**

1. Какое свойство металлов лежит в основе объединения их в ряд напряжений металлов?

2. Как изменяются восстановительные свойства металлов и окислительные свойства их ионов в ряду напряжений?

3. Что представляет собой гальванический элемент?

4. Как записывается простейшая электрохимическая схема ГЭ?

5. Какой процесс протекает на катоде во внутренней цепи ГЭ?

6. Какой процесс осуществляется на аноде ГЭ?

7. Чему равна ЭДС ГЭ?

## Лабораторная работа № 2.6 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретический материал по данной теме;
- 2) сформировать представление о процессах, происходящих при электрохимической коррозии, и методах защиты от нее;
- 3) определить коррозионную устойчивость стали и эффективность защитных покрытий на ней.

### Теоретическая часть

*Коррозией металлов* называется самопроизвольный процесс разрушения металлов под действием окружающей среды.

Причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металлов в различных средах. Все коррозионные процессы протекают самопроизвольно с уменьшением энергии Гиббса ( $\Delta_r G^0$ ).

По механизму протекания различают химическую и электрохимическую коррозию. Под *химической коррозией* понимают окисление металла в среде неэлектролита. При этом процессы окисления и восстановления не разделены друг от друга в пространстве.

*Электрохимическая коррозия* – разрушение металла в среде электролита в результате реакций электрохимического характера. Эта коррозия обусловлена двумя отдельно протекающими процессами – анодным и катодным.

В практике часто встречаются системы, в которых два различных металла контактируют друг с другом. В этом случае при наличии электролита самопроизвольно возникает коррозионный гальванический элемент.

При электрохимической коррозии различают атмосферную коррозию (в нейтральной среде в присутствии кислорода), коррозию в нейтральной среде в отсутствие кислорода и коррозию в кислой среде (как в присутствии кислорода, так и при его отсутствии).

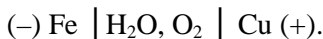
Рассмотрим коррозию железа, контактирующего с медью в различных условиях. Эти металлы имеют следующие значения  $\varphi^0$ :

$$\varphi^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}; \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ В} \quad (\varphi^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В} < \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ В}).$$

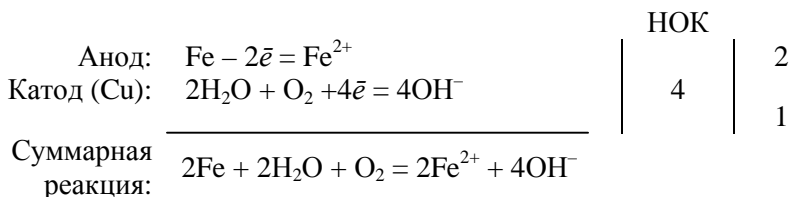
### Атмосферная коррозия

(в нейтральной среде в присутствии кислорода)

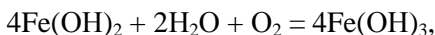
Схема возникающего при этом коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает процесс окисления, на катоде – процесс восстановления (кислородная деполяризация):



Первичным продуктом коррозии является гидроксид железа(II). При атмосферных условиях протекают вторичные процессы, связанные с его окислением до гидроксида железа(III):

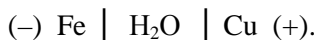


который, теряя молекулу воды, превращается в ржавчину:

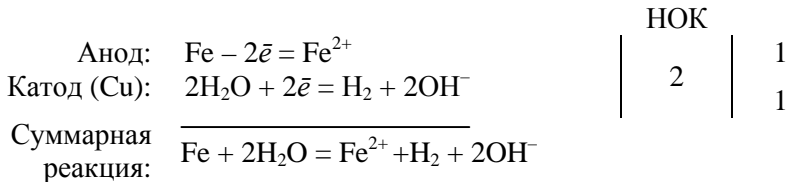


### Коррозия в нейтральной среде в отсутствие кислорода

Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает процесс окисления, на катоде – процесс восстановления (водородная деполяризация):



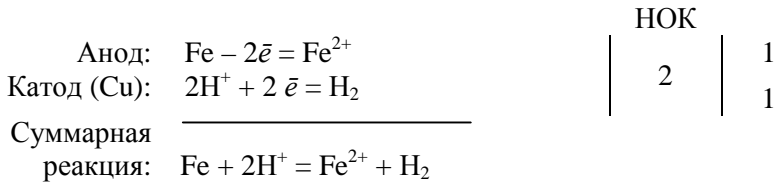
Продуктом коррозии, как и в первом случае, является гидроксид железа(II) – Fe(OH)<sub>2</sub>.

*Коррозия в растворе хлороводородной кислоты в отсутствии кислорода*

Схема коррозионного гальванического элемента:



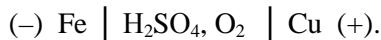
На аноде протекает процесс окисления, на катоде – процесс восстановления (водородная деполяризация):



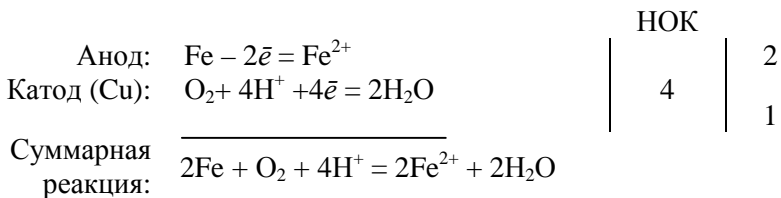
Продуктом коррозии является соль – хлорид железа(II) – FeCl<sub>2</sub>.

*Коррозия в растворе серной кислоты в присутствии кислорода*

Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает процесс окисления, на катоде – процесс восстановления (кислородная деполяризация):



Продуктом коррозии является соль – сульфат железа(II) – FeSO<sub>4</sub>.

Для оценки скорости коррозии используют показатели коррозии: весовой, объемный, токовый и глубинный.

*Глубинный показатель коррозии* (П), мм/год, определяет скорость коррозии:

$$\Pi = \frac{\Delta m(\text{Me}) 8,76}{\tau S \rho},$$

где  $\Delta m(\text{Me})$  – масса металла, разрушенного за время коррозии, г;

$\tau$  – время коррозии, ч;

$S$  – площадь поверхности корродируемого металла, м<sup>2</sup>;

$\rho$  – плотность корродируемого металла, г/см<sup>3</sup>.

По величине  $\Pi$  можно определить группу коррозионной стойкости исследуемого образца стали (таблица).

*Таблица*

Классификация металлов по коррозионной стойкости

Группа стойкости	Глубинный показатель ( $\Pi$ ), мм/год	Балл
Совершенно стойкие	менее 0,001	1
Весьма стойкие	от 0,001 до 0,005	2
Стойкие	от 0,005 до 0,01	3
	от 0,01 до 0,05	4
	от 0,05 до 0,1	5
	от 0,1 до 0,5	6
Пониженностойкие	от 0,5 до 1,0	7
	от 1,0 до 5,0	8
Малостойкие	от 5,0 до 10,0	9
	свыше 10,0	10

Знание механизмов различных типов коррозии и мер борьбы с ней находится в области компетенций инженера любой специальности. Коррозия приводит не только к потере металла, но и ухудшает его важнейшие технические свойства: прочность, пластичность, электропроводность и др. В результате происходит аварийное разрушение деталей машин и механизмов. Для сельскохозяйственных машин и механизмов характерно сильное взаимодействие металла с агрессивной средой: растворами удобрений и других веществ, соком растений, выделением продуктов

жизнедеятельности животных и др. Поэтому ущерб, наносимый сельскохозяйственной технике и механизмам, особенно велик. Сельское хозяйство занимает четвертое место среди всех отраслей народного хозяйства по экономическим потерям в результате коррозии металлов. Химической коррозии подвергаются детали двигателей внутреннего сгорания, отопительных и нагревательных систем и т. д.

## **Экспериментальная часть**

### **Опыт 1. Влияние контакта металлов на скорость коррозионного процесса**

#### ***Выполнение опыта***

Налейте в пробирку до  $\frac{1}{2}$  ее объема 1 н. раствор соляной кислоты HCl и опустите в нее гранулированный цинк.

Затем опустите в эту же пробирку зачищенную наждачной бумагой медную проволоку и приведите ее в контакт с цинком.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Наблюдайте выделение пузырьков газа с поверхности цинка и по интенсивности выделения газа сделайте заключение о скорости реакции (медленно, быстро).

2. Отметьте, как влияет контакт металлов на скорость реакции. На каком из металлов при контакте выделяются пузырьки газа?

3. Какой металл является катодом и какой – анодом в образовавшейся гальванической паре?

4. Напишите электрохимическую схему возникшего коррозионного гальванического элемента и уравнения катодного и анодного процессов.

### **Опыт 2. Влияние ингибитора и стимулятора на скорость разрушения алюминия**

Ингибиторы – это вещества, которые при введении их в незначительном количестве в коррозионную среду заметно снижают скорость электрохимической коррозии металла. По механизму замедляющего действия ингибиторы подразделяются на анодные и катодные. Используемый в опыте ингибитор уротропин относится к катодным. Ингибиторы такого вида, адсорбируясь на катодных



участках поверхности корродирующего металла, повышают перенапряжение выделения водорода.

### **Выполнение опыта**

Налейте в три пробирки до  $\frac{1}{2}$  их объема 0,5 н. раствора сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Слегка подкислите растворы, добавив одинаковое количество (5–10 капель) 0,2 н. раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Первую пробирку оставьте контрольной, во вторую микрощпателем добавьте несколько кристаллов хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , в третью – кристаллы уротропина и слегка взболтайте растворы.

Одновременно в три пробирки поместите зачищенные наждачной бумагой кусочки алюминиевой проволоки.

### **Наблюдения и выводы**

Интенсивность разрушения алюминия наблюдайте по величине слоя меди, выделившейся на алюминиевой проволоке, и количеству выделяющихся пузырьков газа.

1. Отметьте, в какой из пробирок ускоряется течение реакции и в какой – замедляется (по сравнению с контрольной). Сделайте вывод: какое из веществ является активатором, какое – ингибитором коррозии?

2. Напишите уравнения реакций, отражающих работу образовавшегося алюминиево-медного коррозионного гальванического элемента в кислой среде.

3. Запишите уравнение возможного процесса взаимодействия алюминия с разбавленной серной кислотой, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

## **Опыт 3. Защитные (анодные и катодные) металлические покрытия**

### **Выполнение опыта**

Проделайте реакцию, которая является *качественной* и позволяет определить присутствие в растворе *ионов железа*  $\text{Fe}^{2+}$ . Налейте в пробирку 10–20 капель 0,1 н. раствора соли двухвалентного железа ( $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeSO}_4$ ) и добавьте одну каплю 0,1 н. раствора гексацианоферрата(III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (красная кровяная соль). Наблюдайте окрашивание раствора в синий цвет вследствие образования комплексной соли  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ .

Налейте в две пробирки до  $\frac{1}{3}$  их объема 0,2 н. раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и добавьте по 1 капле 0,1 н. раствора гексацианоферрата(III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . В одну пробирку опустите кусочек

оцинкованного железа, в другую – кусочек луженого железа (покрытого оловом).

#### ***Наблюдения и выводы***

1. В какой пробирке наблюдается синее окрашивание на границе металл–раствор?
2. Какой металл окисляется в каждой пробирке?
3. Составьте схемы образовавшихся коррозионных гальванических элементов и уравнения катодного и анодного процессов для рассматриваемых схем.
4. Какое покрытие является катодным, какое – анодным в рассмотренном опыте?

### **Опыт 4. Протекторная защита металлов от коррозии**

#### ***Выполнение опыта***

Налейте в пробирку до  $\frac{1}{3}$  ее объема 0,2 н. раствора серной кислоты  $H_2SO_4$  и добавьте 1 каплю 0,1 н. раствора гексацианоферрата(III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Опустите в пробирку кусочек луженого железа и зачищенную наждачной бумагой алюминиевую проволоку, приведя их в контакт.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Объясните, почему в этом опыте не происходит окрашивание на границе металл–раствор?
2. Поясните, какой металл окисляется и почему.
3. Как называется данный метод защиты?
4. Составьте схему образовавшегося коррозионного гальванического элемента и запишите для него электродные процессы.

### **Опыт 5. Определение коррозионной стойкости стали и защитных покрытий на ней**

#### ***Выполнение опыта***

Для испытания применяется капельный метод Г.В. Акимова, позволяющий быстро, на качественном уровне оценить коррозионную стойкость стали различных марок, а также эффективность различных защитных покрытий.

Каплю раствора, содержащего 40 см<sup>3</sup> 0,4 М раствора сульфата меди(II)  $CuSO_4$ , 20 см<sup>3</sup> 10%-го раствора  $NaCl$  и 0,8 см<sup>3</sup> 0,1 М раствора соляной кислоты  $HCl$ , нанесите на поверхность стали, оцинкованного и луженого железа.

Отметьте время до изменения цвета капли от сине-голубого до красного (или черного). Продолжительность времени в минутах, между моментом нанесения капли и изменением ее цвета, служит характеристикой коррозионной стойкости металла и покрытия. Время (5 минут) является показателем хорошей коррозионной устойчивости.

Опыт повторите два-три раза.

### **Наблюдения и выводы**

1. Результаты испытаний занесите в таблицу.

Исследуемая поверхность	Время, мин			Среднее значение, мин
	1	2	3	
Сталь				
Оцинкованное железо				
Луженое железо				

2. Сделайте вывод о коррозионной стойкости металла и его покрытий.

3. Какое покрытие более стойкое к коррозии?

### **Контрольные вопросы**

1. Что называется коррозией? Что является причиной коррозии?
2. Как классифицируются процессы коррозии по механизму ее протекания? В чем их отличие?
3. По какому механизму протекает коррозия при контакте двух металлов в токопроводящей среде?
4. Какая деполяризация происходит при электрохимической коррозии в нейтральной среде в присутствии кислорода? Что является продуктом коррозии металла?
5. Какая деполяризация происходит при электрохимической коррозии в кислой среде в отсутствии кислорода? Что является продуктом коррозии металла?
6. Какие показатели используют для оценки скорости коррозии?
7. Какие существуют виды защитных покрытий металлов от коррозии?
8. В чем суть протекторной защиты металла?
9. В чем отличие катодной защиты (электрозащита) от протекторной?
10. Что называется ингибиторами? Каково их действие?

## Лабораторная работа № 2.7

### ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

*Цель работы:*

- 1) закрепить теоретические знания по данной теме;
- 2) практически осуществить процесс электролиза водных растворов электролитов.

#### Теоретическая часть

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

При электролизе катод подключен к отрицательному полюсу источника тока и заряжен отрицательно, на нем происходит процесс восстановления (присоединение электронов); анод – к положительному полюсу и заряжен положительно, на нем происходит процесс окисления (отдача электронов). Под действием постоянного электрического тока происходит изменение равновесных потенциалов вследствие электродной поляризации ( $\Phi_{\text{поляризации}}$ ). В результате выделения на электродах продуктов электролиза возникает внутренний ГЭ, ЭДС которого имеет направление, противоположное внешней ЭДС источника тока. Электролиз возможен при условии компенсации внутренней ЭДС внешним напряжением. Электролиз начинает протекать при внешнем напряжении, равном напряжению разложения  $U_p$ . Напряжение разложения электролита рассчитывается как разность равновесных потенциалов выделения веществ на аноде ( $\Phi_A$ ) и катоде ( $\Phi_K$ ):

$$U_p = \Phi_A - \Phi_K.$$

Реально необходимое напряжение разложения электролиза оказывается больше теоретического на величину перенапряжения ( $\eta$ ):

$$\eta = U_p - \Phi_{\text{поляризации}}.$$

Перенапряжение зависит от вида материала электрода, природы выделяемого вещества, плотности тока (силы тока, проходящейся

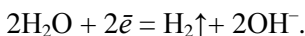
на единицу поверхности электродов) и других факторов. Перенапряжение выделения твердых веществ относительно невелико и составляет 0,05–0,15 В. Перенапряжение выделения газов на электродах значительно выше. В зависимости от вида материала электрода и плотности тока оно может составлять: для водорода  $\eta = 0,2-1,4$  В; для кислорода  $\eta = 0,7-1,4$  В.

Для составления схем электролиза водных растворов электролитов следует руководствоваться определенными правилами.

*Катодные процессы восстановления* определяются положением металла в электрохимическом ряду напряжений. В зависимости от значения электродного потенциала ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ ) ряд напряжений разбит на 3 зоны.

*1 зона:* Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al.

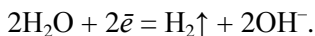
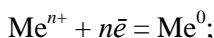
Катионы металлов 1 зоны не восстанавливаются из водных растворов их солей. В этом случае катодный процесс имеет вид:



Накопление гидроксид-ионов приводит к возникновению щелочной среды ( $\text{pH} > 7$ ) в прикатодном пространстве.

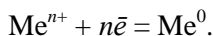
*2 зона:* Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>.

Катионы металлов 2 зоны восстанавливаются одновременно с восстановлением молекул воды с образованием водорода:



*3 зона:* Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

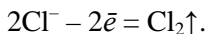
Катионы металлов 3 зоны восстанавливаются по схеме



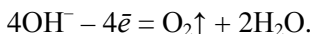
*Анодные процессы окисления* определяются материалом анода и природой анионов, находящихся в растворе электролита.

На инертном электроде (графит, платина и др.) возможность окисления анионов определяется значением величины его окислительно-восстановительного потенциала.

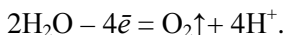
При наличии анионов бескислородных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и т. д., кроме  $\text{F}^-$ ) на аноде выделяются соответствующие простые вещества:  $\text{I}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ :



При окислении гидроксид-иона (щелочная среда  $\text{pH} > 7$ ) на аноде выделяется кислород:

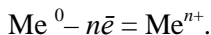


*Анионы кислородсодержащих кислот* ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и т. д.) из водных растворов не окисляются, поскольку имеют более высокий окислительно-восстановительный потенциал, чем потенциал выделения кислорода. При этом происходит окисление молекул воды с выделением кислорода:



Накопление ионов водорода обуславливает кислую среду в прианодном пространстве ( $\text{pH} < 7$ ).

*При электролизе с растворимым металлическим анодом* процессы окисления протекают иначе и возможны, если анод изготовлен из металла, ионы которого могут образовывать с электролитами растворимую соль. В этом случае при электролизе электролита будет происходить окисление самого анода, так как электродный потенциал большинства металлов много меньше, чем окислительно-восстановительный потенциал аниона электролита, находящегося в растворе, и молекул воды:



Например, при электролизе раствора сульфата меди(II) с медным анодом на электродах протекают процессы:



Таким образом, в данном случае электролиз сводится к растворению анода и выделению металла на катоде.

Электролиз с растворимым анодом применяется для получения гальванических покрытий, очистки металлов от примесей (рафинирование), электрохимической обработки (ЭХО) металлов и сплавов и пр.

Количественными характеристиками электролиза являются масса ( $m(X)$ ) или объем веществ ( $V$ ), выделяющихся на электродах при электролизе, которые рассчитываются по закону Фарадея:

$$m(X) = \frac{M(X) \cdot I \cdot \tau}{Z \cdot F};$$

где  $m(X)$  – масса выделившегося вещества, г;

$M(X)$  – молярная масса вещества, г/моль;

$I$  – сила тока при электролизе, А;

$\tau$  – время протекания электролиза, с или ч;

$Z$  – число эквивалентности;

$F$  – постоянная Фарадея ( $F = 96485$  А·с/моль;  $F = 26,8$  А·ч/моль).

$$V = \frac{V_m \cdot I \cdot \tau}{Z \cdot F} = \frac{V_3 \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где  $V$  – объем выделившегося газа, дм<sup>3</sup>;

$V_m$  – молярный объем идеального газа,  $V_m = 22,4$  дм<sup>3</sup>/моль;

$I$  – сила тока при электролизе, А;

$\tau$  – время протекания электролиза, с или ч;

$V_3$  – объемный эквивалент для выделившегося газа, дм<sup>3</sup>/моль;

$Z$  – число эквивалентности.

Для газов двухатомных молекул, атомы которых одновалентны ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ), объемный эквивалент выделившегося газа равен:

$$V_3 = V_m / (2 \cdot 1) = 22,4 / 2 = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Для кислорода как газа (двухатомная молекула, и валентность кислорода равна двум):

$$V_3 = V_m / (2 \cdot 2) = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Отношение массы (объема) вещества, практически выделившейся на катоде или аноде  $m_{\text{практ}}$  ( $V_{\text{практ}}$ ), к теоретически возможной  $m_{\text{теор}}$  ( $V_{\text{теор}}$ ), рассчитанной по закону Фарадея, называется *выходом по току* (ВТ):

$$\text{ВТ} = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \% ;$$

$$\text{ВТ} = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100 \% .$$

Электролиз широко используется для нанесения металлических покрытий (гальваностегия) с целью защиты металлов от коррозии, придания сообщения рабочей поверхности металлов необходимых свойств (твердости, износостойкости, электропроводности и т. д.), в ремонтном деле (железнение – нанесение необходимого слоя железа) и др.

Путем электрохимической обработки (ЭХО) производится электрохимическая полировка, заточка, придание нужной формы металлическим изделиям, не поддающимся механической обработке.

Процесс электролиза лежит в основе гальванопластики – способе получения электролитического покрытия в виде точных металлических копий толщиной в несколько миллиметров с неметаллических или металлических образцов.

Путем электролитического разложения воды получают водород, используемый при синтезе различных неорганических и органических веществ. Электролизом водных растворов электролитов получают щелочи, хлор, кислород, тяжелую воду, пероксиды, ряд органических соединений (электросинтез).

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Электролиз раствора йодида калия KI

#### *Выполнение работы*

Электролиз проводят на установке, схематически представленной на рисунке.



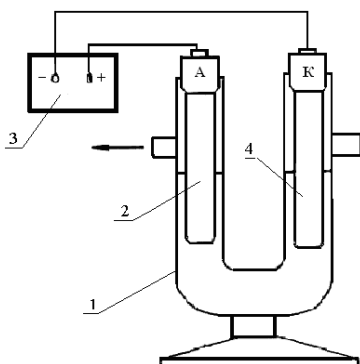


Рис. Установка для электролиза водных растворов (общий вид)

U-образную трубку – электролизер 1 заполните (на 2 см ниже края) 0,1 н. водным раствором йодида калия KI, добавьте 3–5 капль раствора фенолфталеина (индикатор) в прикатодное пространство. Электроды 2, 4 – графитовые. Электрод 4 подключается к отрицательному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию катода. Электрод 2 подключается к положительному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию анода. Включите внешний источник 3 тока. Электролиз проводите в течение 5–10 минут.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте и объясните изменение окраски раствора в прикатодном и прианодном пространствах.
2. Напишите схему электролиза водного раствора йодида калия KI. Отметьте реакцию среды pH в прикатодном пространстве.

#### **Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4$**

##### ***Выполнение опыта***

Заполните электролизер 0,5 н. водным раствором сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Электроды 2, 4 – графитовые. Электрод 4 подключается к отрицательному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию катода. Электрод 2 подключается к положительному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию анода. Включите внешний источник 3 тока. Электролиз проводите в течение 5–10 минут.

### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте и объясните появление окраски в прикатодном и прианодном пространствах.

2. Напишите схему электролиза водного раствора сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Какие вещества выделяются на электродах? Как изменяется среда?

### **Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди(II) $\text{CuSO}_4$**

#### ***Выполнение опыта***

Заполните электролизер 0,5 н. водным раствором сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Electroды 2, 4 – графитовые. Electroд 4 подключается к отрицательному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию катода. Electroд 2 подключается к положительному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию анода. Включите внешний источник 3 тока.

Отключите питание внешнего источника тока. Поменяйте графитовый анод на медный, включите питание внешнего источника тока.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Отметьте появление осадка на катоде, охарактеризуйте его цвет. Рассчитайте массу выделившейся меди на катоде.

2. Напишите уравнения катодного и анодного процессов для электролиза водного раствора сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$ : на инертных (графитовых) электродах; с растворимым (медным) электродом.

### **Опыт 4. Электролиз раствора хлорида олова(II) $\text{SnCl}_2$**

#### ***Выполнение опыта***

Заполните электролизер 0,5 н. водным раствором хлорида олова(II)  $\text{SnCl}_2$ . Electroды 2, 4 – графитовые. Electroд 4 подключается к отрицательному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию катода. Electroд 2 подключается к положительному полюсу внешнего источника 3 тока и выполняет функцию анода. Включите внешний источник 3 тока. Проводите электролиз в течение времени, указанного преподавателем. Измерение времени протекания электролиза осуществляйте с помощью секундомера.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Какой цвет осадка, появившегося на катоде? Какой еще процесс идет на катоде параллельно получению металла?

2. Какой газ выделяется на аноде?
3. Напишите схему электролиза водного раствора хлорида олова(II)  $\text{SnCl}_2$ .
4. Рассчитайте массу выделившегося олова на катоде и объем газа, выделившегося на аноде, получив данные по значениям силы тока у преподавателя.
5. Рассчитайте выход по току, получив у преподавателя значение массы металла, практически выделяющегося на аноде.

### **Контрольные вопросы**

1. Что называется электролизом?
2. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе расплавов и растворов солей?
3. При каких условиях начинает протекать электролиз?
4. Как рассчитывается напряжение разложения электролиза?
5. Что называется перенапряжением? От чего оно зависит?
6. Сформулируйте правила восстановления катионов в водных растворах в зависимости от их положения в ряду напряжений металлов.
7. Сформулируйте правила окисления анионов на аноде.
8. Как рассчитываются массы веществ, выделившихся на электродах при электролизе?
9. Дайте определение выхода по току.
10. Для чего применяется электролиз?

## **Модуль № 3. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ. СПЕЦИАЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ХИМИИ ДЛЯ РАЗНЫХ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ**

### **Лабораторная работа № 3.1 СВОЙСТВА СВИНЦА И СВИНЦОВЫЙ АККУМУЛЯТОР**

*Цель работы:*

- 1) исследовать свойства свинца и оксида свинца(IV);
- 2) собрать ячейку свинцового аккумулятора, освоить принцип его работы.

#### **Теоретическая часть**

Действие свинцового аккумулятора основано на окислительных свойствах оксида свинца(IV) и на его превращении в оксид свинца(II). Степень окисления свинца в образуемых им соединениях может быть равна +2 и +4. Оксид свинца(IV) обладает сильными окислительными свойствами, что определяет его использование в свинцовом аккумуляторе. Свинцовый аккумулятор широко применяется не только в сельскохозяйственной технике, но и в промышленности, и в быту.

Аккумулятор – химический источник тока (ХИТ) многоразового действия, устройство, способное накапливать химическую энергию и превращать ее в электрическую. Аккумуляирование химической энергии происходит в результате преобразования электрической энергии в энергию химических связей.

Существуют различные виды аккумуляторов: щелочные (никель-кадмиевые), кислотные (свинцово-кислотные), гибридные (литий-ионные, литий-полимерные) и др.

Наиболее распространенными аккумуляторами на автотранспорте являются свинцовые (кислотные). Electroдами свинцового (кислотного) аккумулятора являются перфорированные свинцовые решетки, заполненные оксидом свинца(II) PbO. Electroлитом служит раствор серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> с массовой долей 32 %–39 %, плотностью 1,24–1,30 г/см<sup>3</sup>. Напряжение аккумулятора зависит от концентрации серной кислоты, которая при зарядке аккумулятора

возрастает, что вызывает рост напряжения аккумулятора. При повышении концентрации  $\text{H}_2\text{SO}_4$  падает ее электролитическая проводимость и растет растворимость свинца. Поэтому растворы указанной концентрации являются оптимальными.

При разрядке аккумулятора серная кислота расходуется, о чем можно судить по уменьшению плотности электролита. Связь между плотностью электролита и его концентрацией указана в прилож. 6.

Определение плотности раствора серной кислоты проводят с помощью ареометра (рисунок).

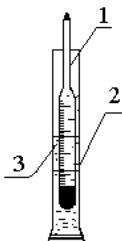
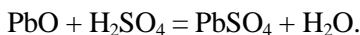
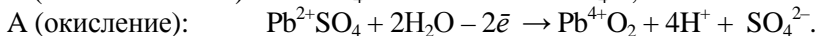
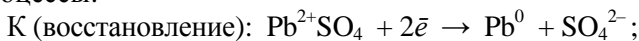


Рис. Прибор для определения плотности раствора кислоты (общий вид):  
1 – ареометр; 2 – цилиндр; 3 – раствор кислоты

Оксид свинца(II) реагирует с кислотой, образуя нерастворимый сульфат свинца(II):



При зарядке аккумулятора, когда он подключен к внешнему источнику тока, на катоде (К) и аноде (А) протекают следующие процессы:

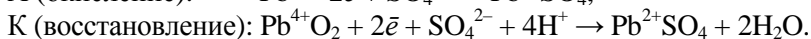
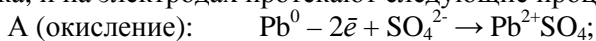


Из уравнений видно, что после зарядки сульфат свинца(II) переходит в губчатый свинец, который осаждается на катодной пластине, и в оксид свинца(IV), который осаждается на анодной пластине.

Суммарная реакция зарядки аккумулятора может быть получена сложением реакций катодного и анодного процессов:



При разрядке аккумулятор работает как химический источник тока, и на электродах протекают следующие процессы:



Суммарная реакция разрядки:



Поскольку  $\varphi_{\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4} = 1,68 \text{ В}$  и  $\varphi_{\text{PbSO}_4/\text{Pb}} = -0,36 \text{ В}$ , то ЭДС свинцового аккумулятора равна:

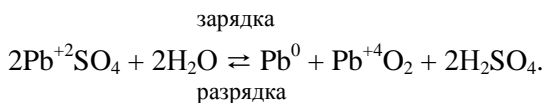
$$\Delta\varphi = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = 1,68 - (-0,36) = 2,04 \text{ В}.$$

Электрохимическая схема заряженного свинцового аккумулятора:



Аккумулятор считается разряженным при снижении напряжения на электродах до 1,8 В.

В молекулярном виде суммарное уравнение зарядки и разрядки аккумулятора принимает вид:



При зарядке свинцового аккумулятора следует избегать его «перезарядки», т. е. такого состояния, когда на катоде все ионы свинца  $\text{Pb}^{2+}$  превратились в  $\text{Pb}^0$ , а пропускание тока продолжается. В этом случае начинает восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде вода (выделяются водород и кислород) – аккумулятор «кипит»:



Такой процесс вреден уже потому, что изменяется концентрация кислоты, и меняются характеристики аккумулятора. Помимо этого может образоваться «гремучий» газ (смесь двух объемов водорода и одного объема кислорода), а также смеси этих газов при других

объемных соотношениях (с 6 % до 67 % водорода), которые при несоблюдении правил техники безопасности могут взрываться при поджигании. Поэтому в помещениях, в которых проводятся работы по зарядке аккумуляторов, *не разрешается курить и пользоваться открытым пламенем.*

Аккумуляторы характеризуются емкостью, т. е. количеством электричества в ампер-часах, которое может быть выработано аккумулятором при его разрядке.

Длительность работы аккумуляторов при правильной их эксплуатации составляет 1000 и более циклов. Коэффициент отдачи аккумулятора равен отношению количества энергии, полученной при разрядке аккумулятора, к количеству энергии, израсходованной на его зарядку. Для кислотного свинцового аккумулятора коэффициент отдачи составляет 0,95.

## Экспериментальная часть

### Опыт 1. Амфотерные свойства свинца

#### *Выполнение опыта*

Положите в пробирку небольшой кусочек свинца (не более 0,1 г) и прилейте 3 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10 %. Слегка подогрейте пробирку (*соблюдайте осторожность!*). Аналогично проведите реакцию свинца с 0,2 М раствором азотной кислоты (*выполнять под тягой!*).

#### *Наблюдения и выводы*

1. Что происходит со свинцом в щелочи и в кислоте? Сделайте вывод о его свойствах.

2. Напишите уравнения протекающих ОВР – молекулярных, ионно-молекулярных. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

### Опыт 2. Окислительные свойства оксида свинца(IV) PbO<sub>2</sub>

#### *Выполнение опыта*

Внесите в пробирку 10 капель 0,1 М раствора йодида калия KI, 3 капли 0,2 н. раствора серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и добавьте небольшое количество оксида свинца(IV) микрошпателем.

Смесь нагрейте (*соблюдайте осторожность!*).

### ***Наблюдения и выводы***

1. Объясните изменение цвета раствора. Почему изменение цвета раствора наблюдается после того, как отстоится осадок?
2. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

### **Опыт 3. Электролитическое окисление свинца и принцип работы свинцового аккумулятора**

#### ***Выполнение опыта***

Налейте в стакан на  $\frac{2}{3}$  его объема раствор серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  30 %, плотностью  $1,219 \text{ г/см}^3$  и опустите в него свинцовые пластинки, снабженные клеммами.

Соедините проводниками клеммы с источником постоянного тока напряжением 12–18 В. Включите ток и с помощью реостата доведите значение силы тока до 1 А. Сила тока и напряжение измеряются амперметром и вольтметром, включенными в цепь.

Процесс электролиза продолжайте до тех пор, пока на аноде не образуется заметное количество коричневого цвета оксида свинца(IV)  $\text{PbO}_2$ . После этого ток следует выключить.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Запишите процессы на катоде и аноде, происходящие при зарядке аккумулятора.
2. Запишите электродные процессы, происходящие при перезарядке свинцового аккумулятора.
3. Представьте электрохимическую схему заряженного аккумулятора.
4. Запишите катодный и анодный процессы, происходящие при разрядке аккумулятора.

### **Контрольные вопросы**

1. В каких периоде и группе периодической системы находится свинец?
2. Какую валентность свинец проявляет в нормальном и возбужденном состояниях? Ответ мотивируйте написанием электронной формулы и электронно-графическими схемами.
3. В чем заключаются амфотерные свойства свинца?
4. Почему диоксид свинца проявляет окислительные свойства?
5. Что называется аккумулятором?



6. Каким прибором определяется плотность раствора электролита?
7. Какие соединения выступают в качестве электродов в свинцовом (кислотном) аккумуляторе?
8. Что происходит на электродах аккумулятора при зарядке и разрядке?
9. Чему равно напряжение заряженного и разряженного свинцового аккумулятора?
10. Какую электрохимическую схему имеет заряженный свинцовый аккумулятор?
11. Что называется перезарядкой аккумулятора?
12. Что называется емкостью аккумулятора?
13. Чему равен коэффициент отдачи аккумулятора?

## Лабораторная работа № 3.2 ПОЛУЧЕНИЕ И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ

*Цель работы:*

- 1) изучить основные классы и номенклатуру органических соединений;
- 2) получить этилен и на его примере исследовать физико-химические свойства непредельных углеводородов;
- 3) исследовать на примере бензола физико-химические свойства ароматических углеводородов.

### Теоретическая часть

Органическая химия – это химия соединений углерода, химия углеводородов и их производных. Углерод обладает уникальной способностью образовывать устойчивые цепочки из большого числа атомов. Этим объясняется многочисленность органических веществ. В настоящее время известно более 12 миллионов органических соединений.

Основой органических соединений являются углеводороды – вещества, содержащие только два элемента: углерод и водород. Более сложные органические вещества можно рассматривать как их производные.

#### ***Классификация органических соединений***

По характеру углеродного скелета углеводороды делятся на две основные группы: ациклические (алифатические) и циклические.

В зависимости от характера связей между атомами (одинарные, двойные, тройные) в каждой из указанных групп могут быть углеводороды *предельные*, содержащие только одинарные связи, и *непредельные*, у которых наряду с одинарными имеются кратные (двойные, тройные) связи.

*Ациклические* (алифатические) углеводороды – это соединения с открытой (незамкнутой) цепью из атомов углерода.

Классификацию органических соединений можно представить в виде следующей схемы (рис. 1):

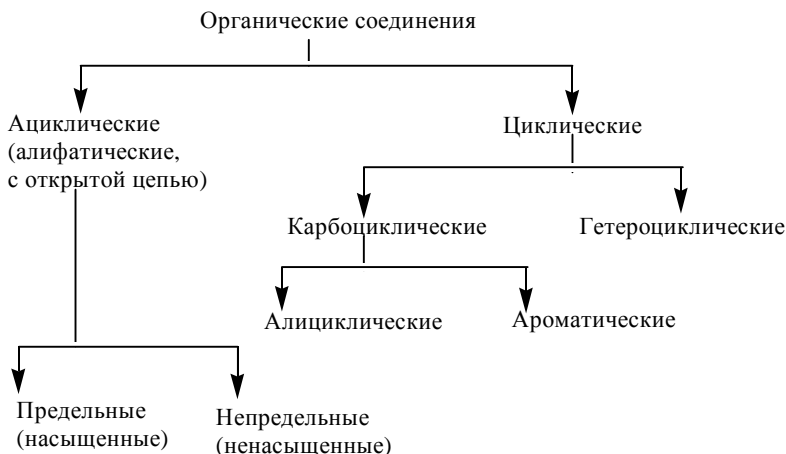


Рис. 1. Классификация органических соединений

К циклическим относятся *предельные алифатические углеводороды* (парафины), образующие ряд соединений, в которых атомы углерода связаны одинарными связями, а каждый последующий член отличается от предыдущего на одну метиленовую ( $-\text{CH}_2-$ ) группу (табл. 1). Такой ряд соединений называется гомологическим, а метиленовая группа – гомологической разностью. Общая формула гомологического ряда предельных алифатических углеводородов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , название – *алканы*.

*Непредельные алифатические углеводороды* могут содержать одну или несколько непредельных (двойных или тройных) связей. Они образуют несколько гомологических рядов.

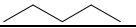

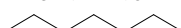
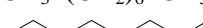
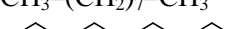
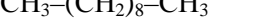
Соединения с одной двойной связью называются этиленовыми (олефины), так как их родоначальником является этилен (этен). Общая формула гомологического ряда олефинов  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , название – *алкены*.

Углеводороды, содержащие две двойные связи, образуют гомологический ряд диолефинов. Их состав отвечает формуле  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ . Название – *алкадиены*.

Углеводороды с одной тройной связью образуют гомологический ряд ацетиленовых, отвечающих по составу формуле  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ; общее название – *алкины*. Например:  $\text{C}_2\text{H}_2$  или структурная формула  $\text{HC}\equiv\text{CH}$  – ацетилен (этин);  $\text{C}_3\text{H}_4$  или  $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$  – пропин.

Таблица 1

Номенклатура и агрегатное состояние предельных алифатических углеводородов с нормальной (неразветвленной) цепью

Молекулярная формула	Название	Структурная формула	Агрегатное состояние
$\text{CH}_4$	Метан	$\text{CH}_4$	Газ
$\text{C}_2\text{H}_6$	Этан	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	
$\text{C}_3\text{H}_8$	Пропан	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	
$\text{C}_4\text{H}_{10}$	Бутан	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	
$\text{C}_5\text{H}_{12}$	Пентан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_3\text{—CH}_3$ 	Жидкость
$\text{C}_6\text{H}_{14}$	Гексан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_4\text{—CH}_3$ 	
$\text{C}_7\text{H}_{16}$	Гептан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_5\text{—CH}_3$ 	
$\text{C}_8\text{H}_{18}$	Октан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_6\text{—CH}_3$ 	
$\text{C}_9\text{H}_{20}$	Нонан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_7\text{—CH}_3$ 	
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_8\text{—CH}_3$ 	
$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	Ундекан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_9\text{—CH}_3$	
$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	Додекан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_{10}\text{—CH}_3$	
$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$	Гексадекан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_{14}\text{—CH}_3$	
$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$	Гептадекан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_{15}\text{—CH}_3$	
$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	Эйкозан	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_{18}\text{—CH}_3$	

*Циклические* углеводороды – соединения с замкнутой углеродной цепью. Они подразделяются на две группы: *карбо-* и *гетероциклические углеводороды*. В свою очередь, карбоциклические углеводороды делятся на *алициклические* (предельные и непредельные) и *ароматические*.

Наиболее прочные и распространенные пяти- и шестичленные циклы. Алициклические соединения близки по свойствам к соединениям с открытой цепью.

*Ароматические углеводороды* – это углеводороды, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец.

Ароматические углеводороды выделены в особую группу в связи с особенностями шестичленного цикла, содержащего три сопряженные двойные связи, или пятичленного – с двумя сопряженными двойными связями. Такие соединения следовало бы отнести к непредельным, но от последних они сильно отличаются по свойствам. Так, бензол, отвечающий формуле  $C_nH_{2n-6}$  и содержащий три непредельных связи, в обычной среде не обесцвечивает бромную воду, т. е. не вступает в реакции присоединения, характерные для непредельных соединений. Напротив, в присутствии катализаторов бензол и его производные более склонны к реакциям замещения, свойственным предельным углеводородам.

В основе классификации органических соединений могут лежать и функциональные группы. В общем виде формулу функционального производного углеводорода можно представить как R-X, где X – функциональная группа, R – остаток углеводорода, из которого образовано производное. Каждой из функциональных групп отвечает определенный класс соединения (табл. 2).

Таблица 2

Классификация и номенклатура основных классов углеводородов и их производных

Класс называемого соединения	Суффикс или префикс в названии соединения	Пример
Предельные углеводороды $C_nH_{2n+2}$	-ан (алканы)	$H_3C-CH_2-CH_3$ Пропан
Этиленовые углеводороды $C_nH_{2n}$	-ен (алкены)	$H_3C-CH=CH-CH_3$ Бутен-2
Ацетиленовые углеводороды $C_nH_{2n-2}$	-ин (алкины)	$H_3C-CH_2-C\equiv CH$ Бутин-1
Диеновые углеводороды $C_nH_{2n-2}$	-диен (алкадиен)	$CH_2=CH-CH=CH_2$ Бутадиен-1,3

Класс называемого соединения	Суффикс или префикс в названии соединения	Пример
Спирты R-OH	-ан+-ол	$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$ Метанол
Альдегиды $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	-ан + -аль	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ Этаналь
Кетоны $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	-ан + -он	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ Пропанон
Карбоновые кислоты $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	-ан + -овая кислота	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ Этановая кислота
Сложные эфиры $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_1$	Как соли тех же кислот	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$ Метилацетат (Метилвый эфир этановой кислоты)
Нитросоединения R-NO <sub>2</sub>	нитро-	$\text{H}_3\text{C}-\text{NO}_2$ Нитрометан
Амины R-NH <sub>2</sub>	-амин	$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$ Метиламин
Галогениды R-Hal (-Hal: -F; -Cl; -Br; -I)	фтор-, хлор-, бром-, йод-	$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$   Cl 1-хлорпропан
Сульфокислоты R-SO <sub>3</sub> H	-сульфоная кислота	$\text{CH}_3-\text{SO}_3\text{H}$ Метилсульфоная кислота

*Изомерия органических соединений* – явление существования изомеров органических веществ.

*Изомеры* – органические вещества, имеющие одинаковый количественный и качественный состав, но разное строение, следовательно, различные физические и химические свойства.

Изомерия подразделяется на структурную и пространственную.

*Структурная изомерия* – явление существования изомеров, отличающихся химическим строением, т. е. порядком соединения атомов в молекулах. Структурная изомерия подразделяется на изомерию углеродной цепи, изомерию положения и изомерию взаимного положения.

*Пространственная изомерия* – явление существования изомеров, имеющих одинаковое химическое строение, но различную пространственную конфигурацию молекул. Пространственная изомерия подразделяется на геометрическую (*цис-транс*-изомерию), оптическую, поворотную (конформационную) и динамическую (таутомерию).

### ***Основы номенклатуры органических соединений***

*Номенклатура* – совокупность названий химических веществ, их групп, классов, а также правила составления этих названий.

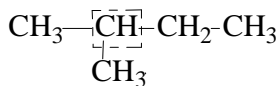
Существуют три типа номенклатуры:

1. *Тривиальная* (историческая) объединяет случайные, исторически сложившиеся названия. Она весьма распространена. Например: ацетон ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ), ацетилен ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ), этилен ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ), изопрен ( $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$ ) и пр.



2. *Рациональная* номенклатура, учитывающая структуру соединения.

Например, диметилэтилметан



3. *Систематическая* номенклатура IUPAC – общепринятая.

Для того, чтобы назвать ациклическое соединение по номенклатуре IUPAC, необходимо:

– определить главную цепь, содержащую наибольшее количество атомов углерода;

– пронумеровать атомы углерода главной цепи со стороны, расположенной ближе к заместителям (либо кратным связям; либо функциональным группам). Число атомов углерода в главной цепи определяет название нормального предельного углеводорода, лежащего в основе называемого соединения;

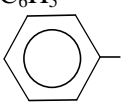
– составить название, включающее: 1) положение заместителей; 2) названия заместителей в алфавитном порядке; 3) корень названия главной цепи; 4) окончание, характерное для кратной связи или старшей функциональной группы; 5) положение заместителей и функциональной группы в главной цепи указывается цифрами (локантами); 6) количество одинаковых заместителей указывается с помощью префиксов «ди», «три», «тетра» и т. д.; 7) через дефис в суффиксе числами указываются атомы главной цепи, от которых отходят кратные связи. Окончания, характерные для некоторых классов органических соединений, приведены в табл. 2. Названия углеводородных остатков приведены в табл. 3.

Таблица 3

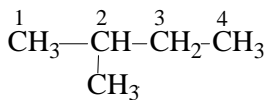
Углеводороды и углеводородные остатки

Углеводород и его название	Углеводородные остатки		
	Формула	Тривиальное название	Характер радикала
CH <sub>4</sub> метан	CH <sub>3</sub> -	Метил	
CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub> этан	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -	Этил	Первичный
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> пропан	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -	Пропил	Первичный
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \phantom{\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3} \end{array}$	Изопропил	Вторичный
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> бутан	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -	Бутил	Первичный
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \phantom{\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3} \end{array}$	втор-Бутил	Вторичный

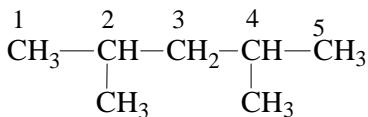


Углеводород и его название	Углеводородные остатки		
	Формула	Тривиальное название	Характер радикала
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-метилпропан (изобутан)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3-\text{C}- \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изобутил  трет-Бутил	Первичный  Третичный
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$ пентан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_2-$	Пентил (амил)	Первичный
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ этен (этилен)	$\text{CH}_2=\text{CH}-$	Винил	
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ пропен (пропилен)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-$	Аллил	Первичный
$\text{C}_6\text{H}_6$ бензол	$\text{C}_6\text{H}_5-$ 	Фенил	

Примеры названия алканов по систематической номенклатуре IUPAC:

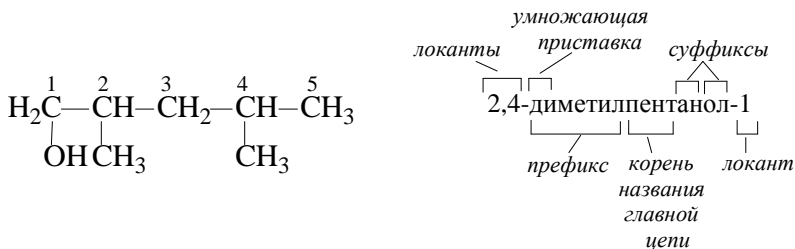


2-метилбутан



2,4-диметилпентан

Пример названия органического соединения по систематической номенклатуре IUPAC:

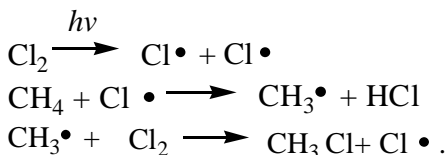


### *Химические свойства алканов*

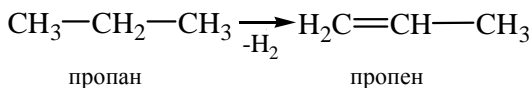
Для алканов характерны два основных типа химических реакций:

- реакции *замещения* водорода с разрывом С-Н-связи;
- реакции *отщепления* (элиминирования) с разрывом С-Н- или С-С-связей.

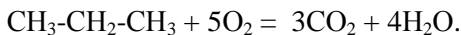
Реакция галогенирования относится к реакциям замещения и протекает по радикальному механизму под действием света или повышенной температуры:



Реакции *отщепления* протекают с разрывом связи С-Н или связи С-С. Реакция отщепления водорода называется реакцией *дегидрирования*. При отщеплении атомов водорода от соседних углеродных атомов образуются непредельные соединения:



*Горение алканов:*



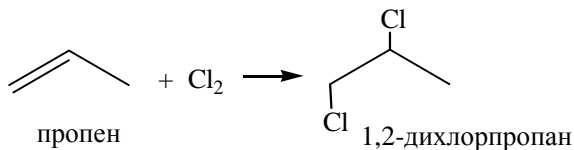
### Химические свойства алкенов

Химические свойства алкенов определяются характером двойной связи, которая легко разрывается при химических реакциях. Энергия связи С-С составляет 348 кДж/моль, энергия С=С-связи – 620 кДж/моль. Для разрыва  $\sigma$ -связи необходимо затратить 348 кДж/моль, для разрыва  $\pi$ -связи – 272 кДж/моль.

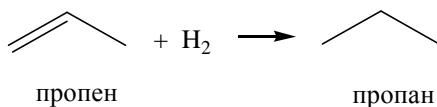
Для алкенов характерны *реакции присоединения, полимеризации и окисления.*

*Реакции присоединения:*

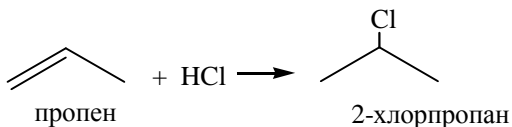
– галогенирование:



– гидрирование:

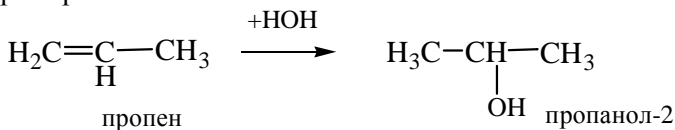


– присоединение галогеноводородов:

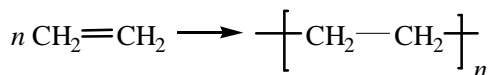


Реакции присоединения галогеноводородов, воды и других реагентов с подвижным атомом водорода к несимметричным алкенам происходит согласно правилу Марковникова: *водород присоединяется к наиболее гидрогенизированному (связанному с наибольшим числом атомов водорода) углеродному атому при двойной связи.*

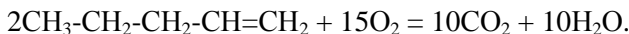
Например:



Для алкенов характерна *реакция полимеризации*. Например, этилен может принимать участие в реакции полимеризации с образованием высокомолекулярного соединения – полиэтилена:

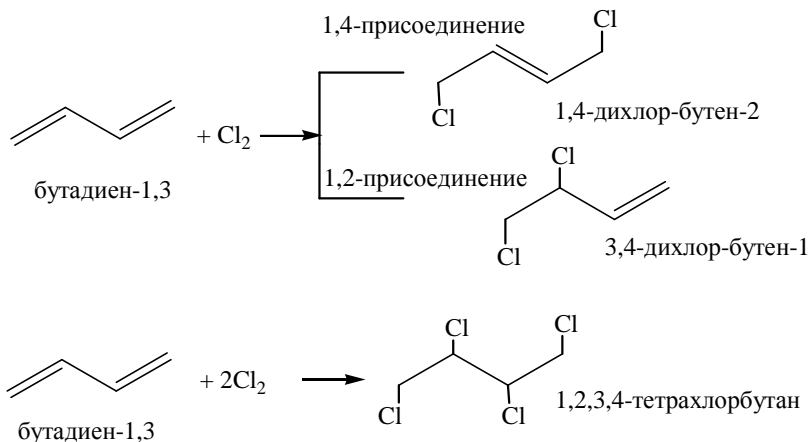


При *горении алкенов* – процессе энергичного и полного окисления углеводородов на воздухе – образуются углекислый газ и вода:

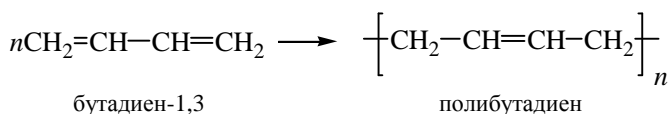


### ***Химические свойства алкадиенов***

Отличительной особенностью алкадиенов является наличие в их структуре двух двойных связей. Присутствие нескольких кратных связей обуславливает высокую реакционную способность алкадиенов, простейшим представителем которых является бутадиен-1,3. Для бутадиена, как и для всех алкадиенов-1,3, характерны реакции присоединения и полимеризации.



Полимеризация бутадиена-1,3 используется для получения каучуков:

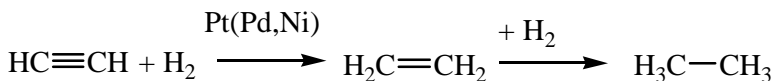


### *Химические свойства алкинов*

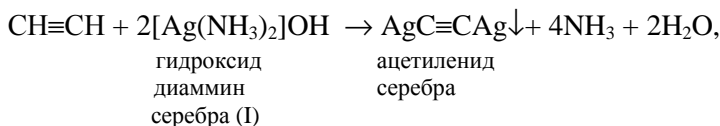
Отличительная особенность алкинов (гомологов ацетилена) – наличие тройной связи. Характерными реакциями для гомологического ряда алкинов являются *реакции присоединения, замещения, полимеризации и окисления.*

Реакции *присоединения:*

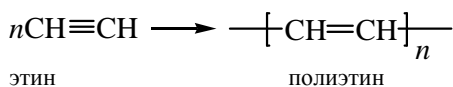
гидрирование:



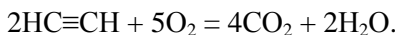
*Реакции замещения.* Связь С-Н в ацетилене более полярна, чем в этилене и этане, и водород в ацетилене способен замещаться на металл. При этом образуются металлические производные – ацетилениды, обладающие высокой взрывоопасностью:



Реакции *полимеризации.* В присутствии катализатора алкины могут реагировать друг с другом, причем состав продуктов зависит от условий проведения реакции.



*Реакции окисления.* Если окисление алкинов проводить в присутствии окисляющих агентов, то продуктами таких реакций могут быть самые различные вещества: спирты, альдегиды, кетоны, кислоты, пероксосоединения как непредельные, так и предельные. Разнообразие получаемых соединений обусловило широкое использование ацетилена и его гомологов в органическом синтезе. При горении ацетилена в кислороде значение температуры пламени достигает 3000 °С:

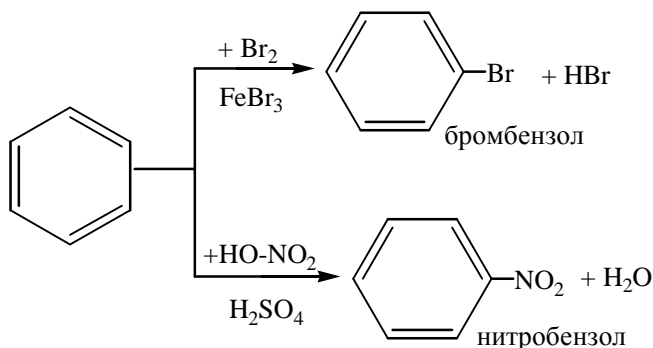


Ацетиловое пламя широко используется для сварки и резки металлов.

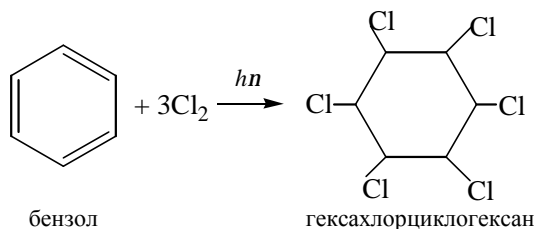
### *Химические свойства ароматических углеводородов*

Свойства ароматических соединений определяются, прежде всего, наличием у них относительно устойчивого бензольного кольца. Несмотря на неопределенность по составу, в отличие от непредельных соединений с этиленовыми двойными связями, бензол устойчив к действию окислителей. Реакции присоединения для бензола не характерны, хотя и возможны, протекают с образованием предельных циклических продуктов. Для бензола и всех ароматических соединений характерными являются реакции замещения в бензольном ядре.

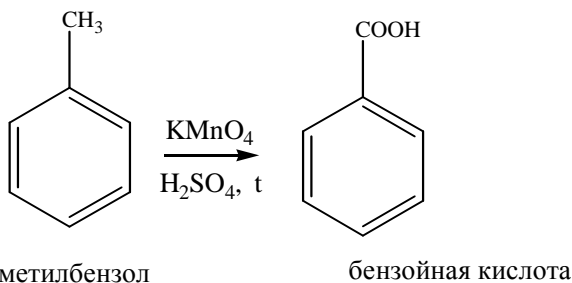
*Реакции замещения:*



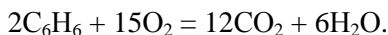
*Реакции присоединения:*



*Реакции окисления.* Бензол устойчив к действию окислителей, гомологи бензола окисляются в жестких условиях и при окислении образуют ароматические кислоты:



*Реакции горения.* Бензол горит сильно коптящим пламенем вследствие большого относительного содержания углерода в молекуле.



### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Получение этилена и исследование его свойств

##### *Выполнение опыта*

*Получение этилена.* В пробирку налейте 1 см<sup>3</sup> этилового спирта и осторожно прилейте 3 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты. Добавьте несколько крупинок оксида алюминия (катализатор). Чтобы кипение смеси было равномерным, необходимо добавить в пробирку центры кипения – песок или битый фарфор. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепите наклонно в зажиме штатива (рис. 2). Смесь осторожно нагрейте. Не допускайте выброса смеси из пробирки.

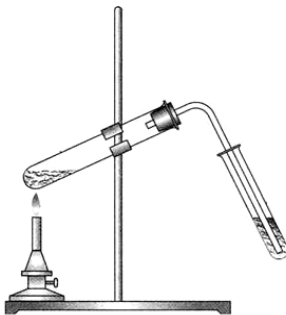


Рис. 2. Лабораторная установка (общий вид)

*Определение кратной связи в этилене.* В небольшую пробирку налейте 1–2 см<sup>3</sup> бромной воды – 1 % раствора брома. Когда начнется реакция получения этилена, конец газоотводной трубки опустите в пробирку и пропустите выделяющийся газ через раствор с бромной водой. Наблюдайте происходящие изменения. При наличии в веществе кратной связи бромная вода обесцвечивается (реакция присоединения).

*Горение этилена.* Не прекращая нагревания пробирки со смесью спирта и кислоты, газоотводную трубку поверните вверх и зажгите выделяющийся газ. Отметьте: светящимся или несветящимся пламенем он горит?

**Соблюдайте осторожность!** Смесью, попадая на кожу, вызывает долго незаживающие ожоги, попадая на одежду, приводит к ее порче. После окончания опыта пробирка со смесью должна охладиться. Смесью вылейте в специальный сосуд.

#### ***Наблюдения и выводы***

1. Объясните, что происходит: 1) при нагревании пробирки со смесью спирта и кислоты? 2) в пробирке с бромной водой при пропускании газа?

2. Напишите уравнения реакций: получения этилена, взаимодействия этилена с бромом, горения этилена. На основании наблюдений сделайте вывод о физических и химических свойствах этилена.

### **Опыт 2. Изучение физико-химических свойств ароматических углеводородов на примере бензола**

#### ***Выполнение опыта (п. 1–3)***

1. *Растворение бензола.* Налейте в одну пробирку 1–2 см<sup>3</sup> воды, в другую 1–2 см<sup>3</sup> этилового спирта. В обе пробирки добавьте равное количество капель бензола. Встряхните их.

#### ***Наблюдения и выводы***

Что наблюдалось в пробирках? Сделайте вывод о растворимости бензола.

2. *Горение бензола.* Смочите бензолом кусочек фильтровальной бумаги и, взяв его щипцами, подожгите. Затем для сравнения зажгите кусочек бумаги без бензола.

#### ***Наблюдения и выводы***

Объясните, почему бензол горит коптящим пламенем? Напишите уравнение реакции горения бензола.



### 3. Бромирование бензола:

а) в пробирку с 1–2 см<sup>3</sup> бензола прилейте 1–2 см<sup>3</sup> раствора брома в четыреххлористом углероде и добавьте немного железных опилок (катализатор).

При нагревании смеси на водяной бане до начала кипения происходит заметное выделение бромоводорода, который можно обнаружить по изменению цвета влажной лакмусовой бумажки, внесенной в пробирку;

б) в пробирку налейте 0,5–1,0 см<sup>3</sup> бензола и добавьте столько же бромной воды. Энергично ее встряхните и дайте ей отстояться.

Что наблюдается в обеих пробирках?

#### **Наблюдения и выводы:**

а) на какой процесс указывает выделение бромоводорода в первой пробирке? Напишите уравнение соответствующей реакции;

б) почему не изменяется окраска бензола во второй пробирке при добавлении бромной воды?

### Контрольные вопросы

1. Чем отличаются органические соединения от неорганических?
2. Какие вещества называют изомерами?
3. Назовите основные гомологические ряды углеводов и укажите их общие формулы.
4. Охарактеризуйте химические свойства алканов.
5. Охарактеризуйте химические свойства алкенов.
6. Охарактеризуйте химические свойства алкадиенов. Укажите особенности протекания реакций присоединения для сопряженных алкадиенов.
7. Охарактеризуйте химические свойства алкинов. Какими химическими свойствами алкины отличаются от алкенов?
8. Охарактеризуйте химические свойства ароматических углеводов.

### Лабораторная работа № 3.3

## ИССЛЕДОВАНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ПОЛИМЕРНЫХ МАТЕРИАЛОВ

*Цель работы:*

- 1) изучить основные способы получения полимерных материалов;
- 2) изучить процесс деполимеризации на примере полиметилметакрилата;
- 3) исследовать взаимодействие полимерных материалов с кислотами, щелочами, окислителями.

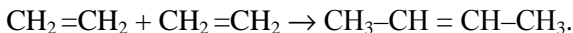
### Теоретическая часть

*Полимеры* – это соединения, молекулы которых имеют большую молекулярную массу и состоят из большого числа периодически повторяющихся, соединенных химическими связями в длинные цепи фрагментов. Указанные фрагменты называются элементарными звеньями. Таким образом, полимеры можно идентифицировать по следующим признакам:

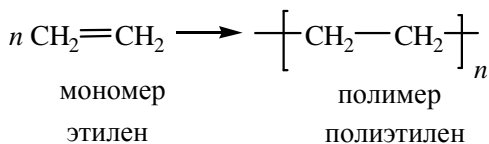
- очень большая молекулярная масса (до сотен тысяч атомных единиц);
- цепное строение молекул (чаще всего – наличие одинарных связей в цепи).

В зависимости от состава различают органические, неорганические и элементоорганические полимеры. Наиболее полно изучены органические полимерные соединения.

Простейшим органическим полимером является полиэтилен – продукт полимеризации этилена. Этилен – ненасыщенный углеводород, легко вступающий в реакции присоединения. Две молекулы этилена, соединяясь, образуют молекулу бутилена:



Исходное вещество – этилен – является *мономером*, образующийся бутилен (бутен-2) – *димером*. При соединении трех молекул этилена образуется тример, четырех – тетрамер и т. д. Если соединяются  $n$  молекул мономера, образуется *полимер*. Так, формулу образования продукта полимеризации этилена можно записать следующим образом:



Множественно повторяющиеся группировки, которые являются остатками мономеров, называются *звеньями*, или *элементарными звеньями*. Большая молекула, состоящая из звеньев, называется *макромолекулой*, или *полимером*.

Число  $n$  звеньев в цепи называется *степенью полимеризации*. Произведение степени полимеризации ( $n$ ) на молекулярную массу звена ( $M_{зв}$ ) равно молекулярной массе полимера:

$$M_{пол} = n M_{зв}$$

Величина степени полимеризации может варьировать в широких пределах от нескольких единиц до 5000–10 000 и больше. Полимеры с низкой степенью полимеризации называются олигомерами. Полимеры, имеющие очень большие значения молярных масс (порядка  $10^4$ – $10^6$ ), называются высокомолекулярными.

Название конкретного полимера обычно складывается из названия мономера и приставки *поли-*. Например, продукт полимеризации этилена называется *полиэтиленом*, стирола – *полистиролом*, метилметакрилата – *полиметилметакрилатом* и т. д.

Макромолекула может быть построена из одинаковых по химическому строению мономеров или из мономеров разного строения. Полимеры, построенные из одинаковых мономеров, называются гомополимерами. Полимерные соединения, цепи которых содержат несколько типов мономерных звеньев, называются сополимерами, или смешанными полимерами.

### Классификация полимеров

#### 1. По структуре макромолекул:

- линейные (полимеры, состоящие из макромолекул линейной структуры);
- разветвленные (полимеры представляют собой длинную цепь с боковыми ответвлениями);

– пространственные (полимеры с трехмерной структурой характеризуются наличием цепей макромолекул, связанных между собой поперечными мостиками).

2. По способу получения (происхождению):

1) *неорганические* (кварц, силикаты, алмаз, графит, корунд, карбин, карбид бора, нитрид бора и т. п.);

2) *органические* (каучуки, целлюлоза, крахмал, органическое стекло и т. д.). Последние, в свою очередь, включают:

– природные (животного и растительного происхождения: белки, нуклеиновые кислоты, природные смолы, лен, шерсть и др.);

– синтетические (полиэтилен, полипропилен и др.);

– искусственные (полученные в результате химической модификации природных полимеров: нитроцеллюлоза, ацетатный шелк и др.).

3. По поведению при нагревании.

В зависимости от поведения при нагревании все полимеры подразделяются на две группы:

– термопластичные – полимеры линейной или разветвленной структуры, свойства которых при многократном нагревании и охлаждении изменяются обратимо;

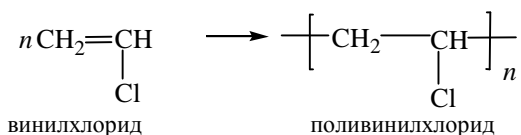
– термореактивные – некоторые линейные или разветвленные полимеры, цепи которых при нагревании в результате происходящих между ними химических взаимодействий образуют пространственные структуры. После прогрева термореактивные полимеры обычно становятся неплавкими и нерастворимыми, так как происходит процесс их необратимого отверждения и изменения.

## Синтез полимеров

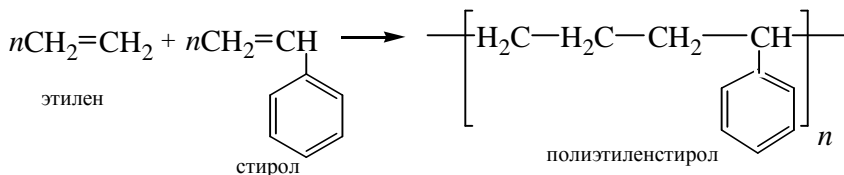
Существуют два основных способа получения полимеров – полимеризация и поликонденсация.

*Полимеризация* – это процесс соединения небольших молекул мономера в молекулу полимера за счет разрыва кратных (двойных или тройных) связей, не сопровождающийся выделением побочных низкомолекулярных продуктов.

Большинство полимеров получают методом полимеризации, например:

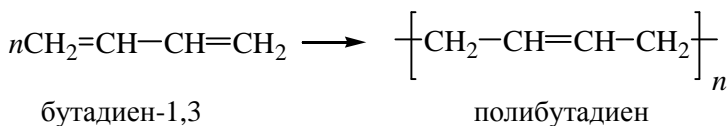


Если в процессе участвуют несколько разных мономеров, то процесс называется *сополимеризацией*. Например:

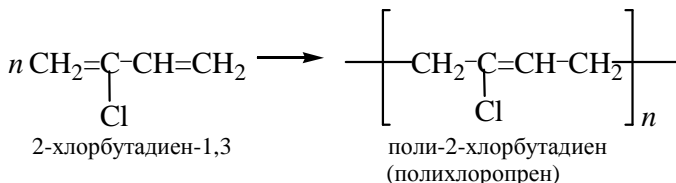


Полимеризацией получают и синтетические каучуки:

– бутадиеновый:



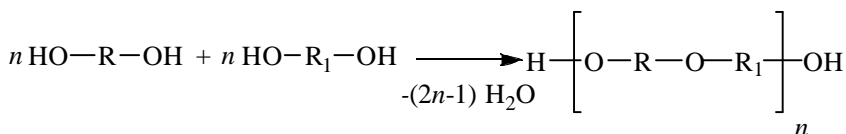
– хлоропреновый:



«Сырые» каучуки высокопластичны, липки, термически нестойки. Чтобы придать изготовленным из них изделиям необходимую прочность и эластичность, каучуки подвергают вулканизации.

*Поликонденсацией* называется процесс образования полимеров из мономеров, протекающий за счет взаимодействия мономеров, содержащих функциональные группы, с выделением побочных низкомолекулярных веществ (вода, спирт, галогеноводород и др.). В качестве мономеров в реакции поликонденсации могут выступать молекулы, содержащие в своем составе две и более функциональные группы (–ОН, –СООН, –NH<sub>2</sub> и др.). Этим методом получают фенолформальдегидные смолы, капрон, нейлон, лавсан и др.

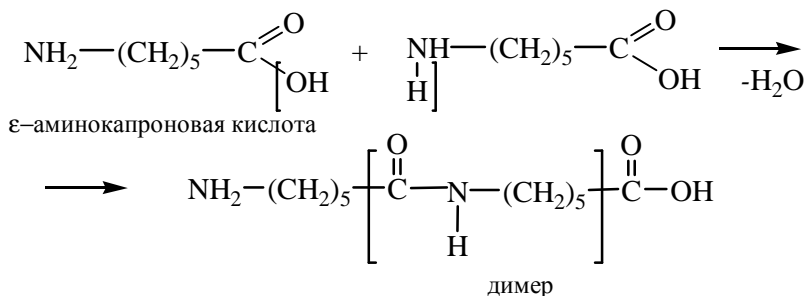
Например, при поликонденсации двухатомных спиртов получают линейные простые полиэфиры:



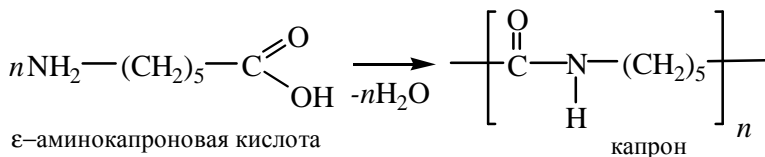
Реакцией поликонденсации получают искусственные волокна по схемам:

– капрон (из  $\epsilon$ -аминокапроновой кислоты):

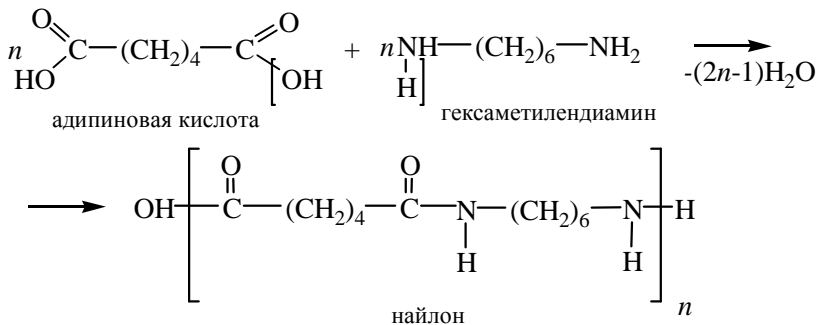
а) получение димера:



б) получение полимера:



– найлон (из двухосновной адипиновой кислоты и гексаметилендиамина):



### **Три физических состояния полимеров**

В отличие от низкомолекулярных веществ высокомолекулярные соединения могут находиться лишь в двух агрегатных состояниях: твердом и жидком.

Большинство аморфных полимеров в зависимости от температуры могут менять свое физическое состояние. Таких состояний три: твердое, или стеклообразное; высокоэластичное; вязкотекучее.

Зависимость деформации полимера от температуры для трех его состояний можно выразить графически (рис. 1).

Стеклообразное состояние характеризуется жесткостью. Полимер не поддается растяжению, при высокой деформирующей нагрузке рвется.

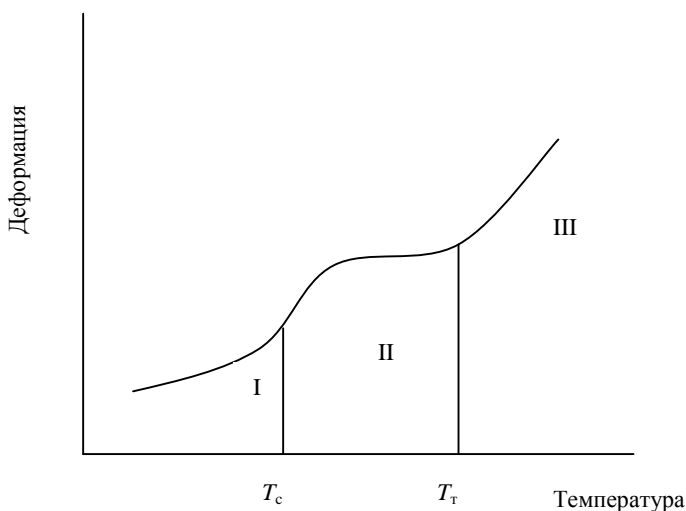


Рис. 1. График зависимости деформации полимера от температуры:  
I – стеклообразное состояние; II – высокоэластичное состояние;  
III – вязкотекучее состояние;  $T_c$  – температура стеклования;  
 $T_t$  – температура текучести

Высокоэластичное состояние проявляется в способности полимера сильно растягиваться, а затем принимать прежние (или почти прежние) размеры.

Вязкотекучее состояние отличается склонностью полимера легко деформироваться необратимо, т. е. течь.

Для многих полимеров при определенных температурах возможны все три физических состояния. Например, каучук при обычной температуре находится в высокоэластичном состоянии, при минус 73 °С становится твердым и хрупким, как стекло (стеклообразное состояние), при нагревании до плюс 180 °С обнаруживает способность течь необратимо (вязкотекучее состояние).

### ***Отношение полимеров к нагреванию***

В технологии пластмасс большое значение имеет отношение полимеров к нагреванию. По этому признаку они делятся на две группы: термопластичные и термореактивные.

*Термопластичными* называют пластмассы и смолы, способные размягчаться при нагревании и сохранять такое состояние достаточно длительное время. Под давлением из них можно приготовить изделие любой формы. При охлаждении масса затвердевает, сохраняя свойства и форму. Термопластичными являются многие линейные полимеры (полиэтилен, поливинилхлорид, полистирол и др.).

В связи с тем, что температуры стеклования и текучести зависят от строения макромолекул полимера, те из них, которые обладают сложной структурой, могут и не переходить в вязкотекучее состояние. Это связано с тем, что температура текучести для них выше температуры деструкции, т. е. их термического распада. Такие пластмассы называют *термореактивными*. Примерами термореактивных материалов может служить резольная фенолформальдегидная смола.

### ***Реакции деструкции***

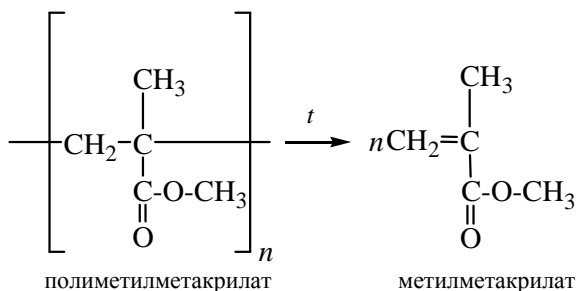
Реакциями деструкции называются реакции, протекающие с разрывом химических связей в главной цепи макромолекулы. В зависимости от типа химической связи (ковалентной или ионной) возможны три механизма деструкции полимеров: радикальный, ионный и ионно-радикальный. При наличии ковалентной связи между атомами главной цепи разрыв макромолекулы протекает с образованием свободных макрорадикалов.

В зависимости от причины, вызывающей разрыв связей в цепи, различают физическую и химическую деструкцию. Физическая деструкция протекает под действием физических факторов и подразделяется на термическую, механическую, фотохимическую и деструкцию под влиянием ионизирующего излучения. Химическая деструкция протекает под действием различных химических агентов.



Наиболее важными видами химической деструкции являются: окислительная деструкция, гидролиз, алкоголиз, ацидолиз, аминолит.

Деструкция, в результате которой происходит отщепление мономера, называется деполимеризацией. Например, схема реакции полной деполимеризации полиметилметакрилата («оргстекла»):



### Экспериментальная часть

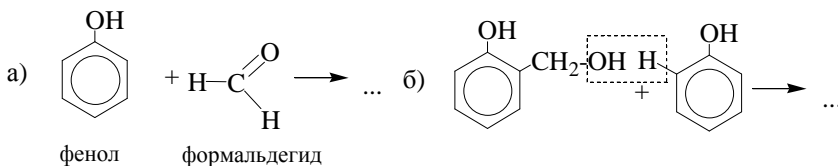
#### Опыт 1. Получение фенолформальдегидной смолы

##### *Выполнение опыта (опыт проводят под тягой)*

Поместите в пробирку 2,5 г кристаллического фенола, добавьте 5 мл 40%-го водного раствора формальдегида (формалина) и 6–8 капель соляной кислоты. Смесь нагревайте до начала бурной реакции (жидкость при этом должна стать мутной). После охлаждения пробирки с содержимым слейте верхний слой и вылейте смолу на лист картона.

##### *Наблюдения и выводы*

Напишите схемы реакций образования фенолформальдегидной смолы:



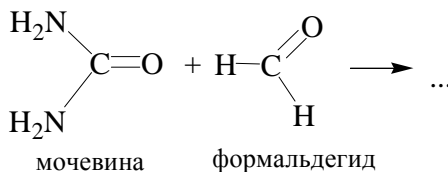
#### Опыт 2. Получение мочевиноформальдегидной смолы

##### *Выполнение опыта (опыт проводят под тягой)*

Насыпьте в пробирку 2 г мочевины и прилейте 3 см<sup>3</sup> 40%-го раствора формальдегида. Смесь нагрейте над пламенем горелки в течение 1–2 мин (*соблюдайте осторожность!*).

### **Наблюдения и выводы**

Что наблюдается? Какого цвета получилась смола? Напишите схему реакции образования мочевиноформальдегидной смолы:



### **Опыт 3. Демполимеризация полиметилметакрилата**

#### **Выполнение опыта**

Поместите в колбу с отводной трубкой и нисходящим холодильником мелкие кусочки полимера и соедините холодильник с приемником (рис. 2).

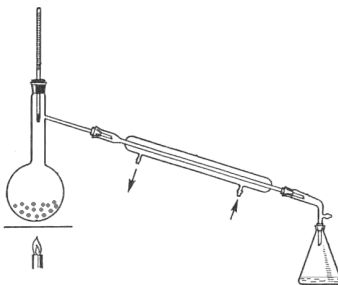


Рис. 2. Лабораторная установка (общий вид)

Во избежание обугливания полимера установите колбу на асбестовую сетку и нагрейте (**соблюдайте осторожность!**). В приемнике собирается жидкость с эфирным запахом.

#### **Наблюдения и выводы**

Напишите уравнение реакции демполимеризации полиметилметакрилата.

### **Опыт 4. Взаимодействие полиэтилена с кислотами и щелочами, окислителями**

#### **Выполнение опыта**

Кусочки полиэтилена поместите в пробирки с концентрированными растворами  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$  и раствором  $\text{KMnO}_4$ .

### ***Наблюдения и выводы***

Наблюдаются ли изменения полиэтилена в данных условиях?

### **Контрольные вопросы**

1. По каким признакам классифицируются полимеры?
  2. В чем сущность процесса полимеризации?
  3. Молекулы каких веществ могут выступать в качестве мономеров в реакции полимеризации?
  4. Что представляет собой процесс деполимеризации?
  5. В чем сущность процесса сополимеризации?
  6. Каковы основные особенности процесса поликонденсации?
- В чем отличие процессов полимеризации и поликонденсации?

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основной

1. Арабей, С. М. Химия : учебно-методический комплекс / С. М. Арабей, И. Б. Бутылина, С. И. Полушкина. – Минск : БГАТУ, 2014. – 340 с.
2. Бутылина, И. Б. Химия. Сборник задач : пособие / И. Б. Бутылина, А. А. Нехайчик. – Минск : БГАТУ, 2017. – 192 с.
3. Арабей, С. М. Классификация и номенклатура химических соединений : учебно-методическое пособие / С. М. Арабей, А. А. Нехайчик. – Минск : БГАТУ, 2018. – 56 с.
4. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс по учебной дисциплине «Химия» для группы специальностей 74 06 «Агроинженерия», специальности 1-36 12 01 «Проектирование и производство сельскохозяйственной техники», направлений специальностей 1-53 01 01-09 «Автоматизация технологических процессов и производств (сельское хозяйство)», 1-54 01 01-06 «Метрология, стандартизация и сертификация (аграрно-промышленный комплекс)» / Минсельхозпрод РБ, БГАТУ, Факультет инженерно-технологический, Кафедра химии; сост.: И. Б. Бутылина [и др.]. Электрон. дан. (184 Мб). – Минск : БГАТУ, 2014. – 1 электрон. опт. диск (CD-Rom): цв.
5. Бутылина, И. Б. Химия. Лабораторный практикум : учебно-методическое пособие / И. Б. Бутылина, А. А. Нехайчик. – Минск : БГАТУ, 2015. – 148 с.

### Дополнительный

6. Гельфман, М. И. Химия : учебник / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 4-е изд., стереотип. – СПб. : Лань, 2016. – 472 с.
7. Общая и неорганическая химия : учебное руководство для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; Министерство образования РБ, БГУ, под ред. И. Е. Шимановича. – 7 изд. – Минск : РИВШ, 2016. – 114 с.
8. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник / Н. Л. Глинка; под ред.: В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – 18-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2011. – 99 с.

**Пример оформления отчета по лабораторной работе**

**Лабораторная работа № 1.4  
СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ**

*Цель работы:*

- 1) освоить технику титрования;
- 2) определить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора щелочи.

**Задача предлабораторного контроля**

Сколько граммов карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  содержится в  $200 \text{ см}^3$  раствора концентрацией  $C_3 = 0,2 \text{ моль/дм}^3$ ?

*Дано:*

$$\begin{aligned} V_{\text{р-ра}} &= 200 \text{ см}^3 \\ C_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \\ &= 0,2 \text{ моль/дм}^3 \\ \hline m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= ? \end{aligned}$$

*Решение*

$$\begin{aligned} 1. \quad C_3 &= \frac{n_3(X)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{M_3(X) \cdot V_{\text{р-ра}}} \\ 2. \quad m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &= C_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}} \\ 3. \quad M(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ г/моль} \\ 4. \quad M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{B \cdot n} = \frac{106}{1 \cdot 2} = 53 \text{ г/моль} \\ 5. \quad m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &= 0,2 \cdot 53 \cdot 200 \cdot 10^{-3} = 2,12 \text{ г} \end{aligned}$$

*Ответ:*  $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2,12 \text{ г}$ .

**Теоретическая часть**

Истинным раствором называется гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в определенных пределах без нарушения однородности системы. Например, двухкомпонентным является раствор, состоящий из растворенного вещества (X) и растворителя.

## Основные способы выражения состава раствора

1. *Массовая доля растворенного вещества* ( $\omega$ ) – безразмерная величина, равная отношению массы растворенного вещества ( $m(X)$ ) к массе раствора  $m_{\text{р-ра}}$ :

$$\omega = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} .$$

Массовая доля может быть выражена в процентах:

$$\omega = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% .$$

2. *Молярная доля растворенного вещества* ( $\chi$ ) – безразмерная величина, равная отношению количества растворенного вещества ( $n(X)$ ) к суммарному количеству всех веществ, входящих в состав раствора, в том числе и растворителя.

Для двухкомпонентного раствора:

$$\chi = \frac{n(X)}{n(X) + n_{\text{р-ля}}} ,$$

где  $n_{\text{р-ля}}$  – число моль растворителя.

Молярная доля может быть выражена в процентах:

$$\chi = \frac{n(X)}{n(X) + n_{\text{р-ля}}} \cdot 100 \% .$$

3. *Молярная концентрация вещества* ( $C$ , моль/дм<sup>3</sup>) равна отношению количества растворенного вещества ( $n(X)$ ) к объему раствора ( $V_{\text{р-ра}}$ ):

$$C = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ра}}} .$$

4. Молярная концентрация эквивалента вещества ( $C_3$ , моль/дм<sup>3</sup>) равна отношению количества эквивалентов вещества ( $n_3(X)$ ) к объему раствора ( $V_{\text{р-ра}}$ ):

$$C_3 = \frac{n_3(X)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m(X)}{M_3(X) \cdot V_{\text{р-ра}}}.$$

Обозначение 1 н. относится к раствору с молярной концентрацией эквивалента, равной 1 моль/дм<sup>3</sup>.

5. Молярная концентрация вещества в растворе ( $C_m$ , моль/кг) равна отношению количества вещества  $n(X)$  к массе растворителя  $m_{\text{р-ля}}$ , выраженной в килограммах:

$$C_m = \frac{n(X)}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m_{\text{р-ля}}}.$$

Закон эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в равных количествах эквивалентов вещества, т. е.  $n_3(X_1) = n_3(X_2)$ .

Поэтому если два вещества ( $X_1$  и  $X_2$ ) реагируют в растворе, то молярные концентрации эквивалентов этих веществ ( $C_3$ ) и объемы их растворов ( $V$ ) связаны соотношением:

$$C_3(X_1) \cdot V(X_1) = C_3(X_2) \cdot V(X_2).$$

### Экспериментальная часть

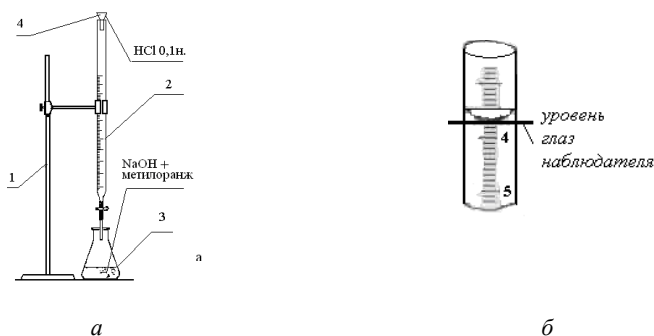


Рис. 1. Установка для титрования:

$a$  – общий вид;  $b$  – уровень правильного наблюдения за мениском;  
1 – штатив; 2 – бюретка; 3 – колба коническая; 4 – воронка

### Наблюдения и выводы

1. Результаты изменения окраски индикатора и титрования внесите в таблицы, определив  $V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$ .

Среда	Цвет окраски индикатора
Кислая	
Нейтральная	
Щелочная	

Объемы растворов кислоты, израсходованные на титрование, см <sup>3</sup> , $V_i$			Объем исследуемого раствора NaOH, см <sup>3</sup> , $V_{\text{р-ра (NaOH)}}$	Молярная концентрация эквивалента раствора HCl, моль/дм <sup>3</sup> , $C_3(\text{HCl})$	Молярная концентрация эквивалента исследуемого раствора NaOH, моль/дм <sup>3</sup> , $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$
$V_1 = 10$	$V_2 = 11$	$V_3 = 10,5$			
$V_{\text{ср. р-ра (HCl)}} = 10,5$			10	0,1	10,5

2. Используйте  $V_{\text{ср. р-ра (HCl)}}$  для расчета концентрации ( $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$ ) раствора щелочи с применением закона эквивалентов:

$$C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}} \cdot V_{\text{р-ра (NaOH)}} = C_3(\text{HCl}) \cdot V_{\text{ср. р-ра (HCl)}};$$

$$C_3(\text{NaOH}) = \frac{C_3(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \cdot 10,5}{10} = 0,105 \text{ н.}$$

3. Сравните полученную молярную концентрацию эквивалента  $C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}}$  исследуемого раствора с истинным значением –  $C_3(\text{NaOH})_{\text{ист}}$  (данные преподавателя). Истинное значение молярной концентрации эквивалента NaOH составляет 0,1 н.

4. Определите абсолютную ( $\Delta$ ) и относительную ( $\epsilon$ ) ошибки опыта:

$$\Delta = | C_3(\text{NaOH})_{\text{ист.}} - C_3(\text{NaOH})_{\text{опыт}} | ;$$

$$\Delta = 0,105 - 0,1 = 0,005;$$



$$\varepsilon = \frac{\Delta}{C_3(\text{NaOH})_{\text{ист}}} \cdot 100 \% ;$$

$$\varepsilon = \frac{\Delta}{C_3(\text{NaOH})_{\text{теор}}} \cdot 100 \% = \frac{0,005}{0,1} \cdot 100 \% = 5 \% .$$

**Вывод:** освоил методику титрования, определил молярную концентрацию эквивалента раствора NaOH в пробе № 5 – 0,105 н. с погрешностью 5 %.

### Контрольная задача

Вычислить: а) молярную (С) концентрацию, б) моляльность ( $C_m$ )  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в растворе с массовой долей ( $\omega$ ) серной кислоты, равной 34 %, имеющего плотность ( $\rho_{\text{р-ра}}$ ) 1,25 г/см<sup>3</sup>.

**Решение:**

...

### Задание II уровня

Плотность раствора серной кислоты ( $\rho_{\text{р-ра}}$ ) с массовой долей ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$ ), равной 36 %, составляет 1,27 г/см<sup>3</sup> (электролит для свинцового аккумулятора). Определить концентрации: а) молярную (С); б) молярную эквивалента ( $C_3$ ); в) моляльность ( $C_m$ ) раствора.

**Решение:**

...

катионы анионы	- растворимые					- малорастворимые					- нерастворимые					- не существуют в водном р-ре					
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	H <sup>+</sup>	
I <sup>-</sup>																					
Br <sup>-</sup>																					
Cl <sup>-</sup>																					
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																					
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>																					
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>																					
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>																					
F <sup>-</sup>																					
HCOO <sup>-</sup>																					
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>																					
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>																					
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>																					
S <sup>2-</sup>																					
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>																					
OH <sup>-</sup>																					

слабые основания

сильные основания

Относительная электроотрицательность элементов (ОЭО)

Период	Группа																					
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	H 2,20																				He 5,50	
2	Li 0,97	Be 1,47														B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne 4,84	
3	Na 1,01	Mg 1,23														Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83	Ar 3,20	
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	Cu 1,75	Zn 1,66				Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr 2,94	
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46				In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Tc 2,01	I 2,21	Xe 2,40	
6	Cs 0,86	Ba 0,97	Lu 1,14	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44				Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96	Rn 2,06	
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Lr 1,20																			

Приложение 4

Электрохимический ряд напряжений металлов ( $\varphi^0$ , В)  $Me^{n+}/Me$

Электролит/металл	$\varphi^0$ , В	Зона
$Li^+/Li$	-3,04	I
$K^+/K$	-2,93	
$Cs^+/Cs$	-2,92	
$Ba^{2+}/Ba$	-2,91	
$Ca^{2+}/Ca$	-2,87	
$Na^+/Na$	-2,71	
$Mg^{2+}/Mg$	-2,36	
$Be^{2+}/Be$	-1,85	
$Al^{3+}/Al$	-1,66	
$Ti^{2+}/Ti$	-1,63	II
$Mn^{2+}/Mn$	-1,18	
$Cr^{2+}/Cr$	-0,91	
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76	
$Cr^{3+}/Cr$	-0,74	
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44	
$Cd^{2+}/Cd$	-0,40	
$Co^{2+}/Co$	-0,28	
$Ni^{2+}/Ni$	-0,25	
$Sn^{2+}/Sn$	-0,14	
$Pb^{2+}/Pb$	-0,13	III
$Fe^{3+}/Fe$	-0,04	
<b><math>2H^+/H_2</math></b>	<b>0,000</b>	
$Bi^{3+}/Bi$	0,22	
$Cu^{2+}/Cu$	0,34	
$Ag^+/Ag$	0,80	
$Os^{2+}/Os$	0,85	
$Hg^{2+}/Hg$	0,85	
$Pd^{2+}/Pd$	0,99	
$Pt^{2+}/Pt$	1,19	
$Au^{3+}/Au$	1,50	

Константы ( $K$ ) диссоциации кислот, оснований и воды

Кислоты и основания, их ионы	Формула	Степень диссоциации	$t, ^\circ\text{C}$	$K$
Азотистая	$\text{HNO}_2$	–	12	$4,60 \cdot 10^{-4}$
Борная	$\text{H}_3\text{BO}_3$	I	20	$7,30 \cdot 10^{-10}$
	$\text{H}_2\text{BO}_3^-$	II	20	$1,80 \cdot 10^{-13}$
	$\text{HBO}_3^{2-}$	III	20	$1,60 \cdot 10^{-14}$
Бромноватистая	$\text{HBrO}$	–	25	$2,06 \cdot 10^{-9}$
Йодная	$\text{HIO}_4$	–	25	$2,30 \cdot 10^{-2}$
Йодноватая	$\text{HIO}_3$	–	25	$1,69 \cdot 10^{-1}$
Йодноватистая	$\text{HIO}$	–	25	$2,30 \cdot 10^{-11}$
Кремневая	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	I	30	$2,20 \cdot 10^{-10}$
	$\text{H}_3\text{SiO}_4^-$	II	30	$2,00 \cdot 10^{-12}$
	$\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}$	III	30	$1,00 \cdot 10^{-12}$
	$\text{HSiO}_4^{3-}$	IV	30	$1,00 \cdot 10^{-12}$
Пероксид водорода	$\text{H}_2\text{O}_2$	–	25	$2,40 \cdot 10^{-12}$
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	I	25	$1,30 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^-$	II	25	$5,00 \cdot 10^{-6}$
Сероводород	$\text{H}_2\text{S}$	I	18	$9,10 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HS}^-$	II	18	$1,10 \cdot 10^{-12}$
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	I	25	$4,31 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^-$	II	25	$5,61 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	–	18	$1,80 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	I	25	$7,50 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	II	25	$6,20 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-}$	III	18	$2,20 \cdot 10^{-13}$
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	I	18	$1,00 \cdot 10^{-2}$
	$\text{H}_2\text{PO}_3^-$	II	18	$2,60 \cdot 10^{-7}$
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	–	18	$2,90 \cdot 10^{-8}$
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	I	25	$5,90 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^-$	II	25	$6,40 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	$\text{NH}_4\text{OH}$		25	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид цинка	$\text{Zn(OH)}_2$		25	$4,40 \cdot 10^{-5}$
Ион гидроксицинка	$\text{ZnOH}^+$		25	$1,50 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид свинца	$\text{Pb(OH)}_2$		25	$9,60 \cdot 10^{-1}$
Ион гидроксосвинца	$\text{PbOH}^+$		25	$3,00 \cdot 10^{-8}$
Вода	$\text{H}_2\text{O}$		22	$1,68 \cdot 10^{-16}$

Приложение 6

Плотность растворов некоторых кислот и оснований (при 15 °С)

Массовая доля, %	Плотность, г/см <sup>3</sup>				
	HCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	KOH	NaOH
4	1,019	1,027	1,022	1,033	1,046
8	1,039	1,055	1,044	1,065	1,092
12	1,059	1,083	1,068	1,100	1,137
16	1,079	1,112	1,093	1,137	1,181
20	1,100	1,143	1,119	1,176	1,225
24	1,121	1,174	1,145	1,217	1,268
28	1,142	1,205	1,171	1,263	1,310
32	1,163	1,238	1,198	1,310	1,352
36	1,183	1,273	1,225	1,358	1,395
40		1,307	1,251	1,411	1,437
44		1,342	1,277	1,460	1,478
48		1,380	1,303	1,511	1,519
52		1,419	1,328	1,564	1,560
56		1,460	1,351	1,616	1,601
60		1,503	1,373		1,643
64		1,547	1,394		
68		1,594	1,412		
72		1,640	1,429		
76		1,687	1,445		
80		1,732	1,460		
84		1,776	1,474		
88		1,808	1,486		
92		1,830	1,496		
96		1,840	1,504		
100		1,838	1,522		

Приложение 7

Степень диссоциации кислот и оснований  
в 0,1 н. растворах при 18 °С

Название	Формула	Степень диссоциации (%)
Соляная кислота	HCl	92
Азотная кислота	HNO <sub>3</sub>	92
Серная кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	58
Фосфорная кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	26
Уксусная кислота	CH <sub>3</sub> COOH	1,3
Угльная кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	0,17
Сероводородная кислота	H <sub>2</sub> S	0,07
Цианистоводородная кислота	HCN	0,007
Сернистая кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	20
Гидроксид калия	KOH	89
Гидроксид натрия	NaOH	84
Гидроксид бария	Ba(OH) <sub>2</sub>	77
Гидроксид кальция	Ca(OH) <sub>2</sub>	90 (0,01 н.)
Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	1,3

Учебное издание

**ХИМИЯ.  
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ**

*Учебно-методическое пособие*

Составители:

**Бутылина** Ирина Брониславовна,  
**Нехайчик** Андрей Александрович

Ответственный за выпуск *С. М. Арабей*  
Редактор *Т. В. Каркоцкая*  
Компьютерная верстка *Д. О. Бабаковой*  
Дизайн обложки *Д. О. Бабаковой*

Подписано в печать 25.06.2021. Формат 60×84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Бумага офсетная. Ризография.  
Усл. печ. л. 8,83. Уч.-изд. л. 6,91. Тираж 150 экз. Заказ 183.

Издатель и полиграфическое исполнение:  
Учреждение образования  
«Белорусский государственный аграрный технический университет».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий  
№ 1/359 от 09.06.2014.  
№ 2/151 от 11.06.2014.  
Пр-т Независимости, 99–2, 220023, Минск.