

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования  
«Гомельский государственный технический  
университет имени П. О. Сухого»

Кафедра «Материаловедение в машиностроении»

**И. Ю. Ухарцева, Ж. В. Кадолич**

**ХИМИЯ**

**ПРАКТИКУМ**

**по выполнению лабораторных работ  
для студентов технических специальностей  
дневной формы обучения**

**Электронный аналог печатного издания**

**Гомель 2023**

УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я73  
У89

*Рекомендовано к изданию научно-методическим советом  
механико-технологического факультета ГГТУ им. П. О. Сухого  
(протокол № 1 от 06.09.2022 г.)*

Рецензент: ст. науч. сотрудник Института механики металлополимерных систем  
имени В. А. Белого НАН Беларуси канд. техн. наук, доц. *Е. А. Цветкова*

**Ухарцева, И. Ю.**

У89

Химия : практикум по выполнению лаборатор. работ для студентов техн. специальности днев. формы обучения / И. Ю. Ухарцева, Ж. В. Кадолич. – Гомель : ГГТУ им. П. О. Сухого, 2023. – 86 с. – Систем. требования: PC не ниже Intel Celeron 300 МГц ; 32 Mb RAM ; свободное место на HDD 16 Mb ; Windows 98 и выше ; Adobe Acrobat Reader. – Режим доступа: <https://elib.gstu.by>. – Загл. с титул. экрана.

ISBN 978-985-535-519-0.

Изложены основные теоретические сведения по важнейшим разделам курса общей химии, представлена методика выполнения лабораторных работ, сформулированы контрольные вопросы и приведены задания по изучаемым темам.

Для студентов специальностей 1-36 01 01 «Технология машиностроения», 1-36 01 07 «Гидропневмосистемы мобильных и технологических машин», 1-42 01 01 «Металлургическое производство и материалобработка», 1-43 01 02 «Электроэнергетические системы и сети», 1-43 01 03 «Электроснабжение», 1-43 01 07 «Техническая эксплуатация энергооборудования организаций», 1-53 01 01 «Автоматизация технологических процессов производства» дневной формы обучения.

**УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я73**

**ISBN 978-985-535-519-0**

© Ухарцева И. Ю., Кадолич Ж. В., 2023  
© Учреждение образования «Гомельский  
государственный технический университет  
имени П. О. Сухого», 2023

## Предисловие

Цель учебной дисциплины – общеобразовательная, естественно-научная подготовка, формирование у будущих специалистов технического профиля научного мировоззрения и прочных знаний о химическом строении, способах получения и свойствах веществ, являющихся компонентами различного сырья и материалов.

Основными задачами учебной дисциплины являются:

- обучение правильным приемам работы с химическими реактивами, оборудованием, обращению с научной и справочной литературой;
- изучение основных понятий, явлений и законов химии;
- получение знаний о химическом строении и свойствах веществ и материалов, применяемых в производстве изделий различного назначения;
- понимание химических и физико-химических процессов, лежащих в основе производства и эксплуатации материалов и изделий различного назначения;
- выработка практических навыков при исследовании качества материалов различной природы и назначения;
- овладение техникой химических расчетов;
- получение навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов.

В разрезе каждой лабораторной работы представлены краткие теоретические сведения по изучаемому материалу, имеются описание техники эксперимента и необходимые схемы и рисунки для его выполнения, а также сформулированы контрольные вопросы и приведены задания для закрепления полученных знаний и навыков.

В приложении даны справочные материалы и таблицы, необходимые для выполнения лабораторных работ, контрольных вопросов и заданий.

## Тематика лабораторных занятий

Номер по порядку	Тема	Количество часов
1	Введение в лабораторный практикум	2
2	Определение эквивалентной массы металла	2
3	Химическая кинетика. Химическое равновесие	2
4	Растворы: общая характеристика, способы численного выражения состава	2
5	Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители	2
6	Электродные процессы. Гальванические элементы	2
7	Электролиз, его применение в технике	2
8	Коррозия и защита металлов от коррозии	2
9	Классификация, методы получения, строение, свойства и области применения полимеров	1
<i>Итого</i>		17

## *Лабораторная работа № 1*

### **ВВЕДЕНИЕ В ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ**

**Цель работы:** изучить основные принципы работы, технику безопасности и оборудование химической лаборатории.

Работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется с пониманием теоретического ее содержания. Кроме того, каждая химическая операция требует осторожности и внимания экспериментатора во избежание несчастных случаев.

Результаты каждой лабораторной работы должны быть оформлены в лабораторном журнале с приведением необходимых уравнений химических реакций и выводов по полученным данным. В лабораторном журнале приводятся также решения задач и краткие ответы на контрольные вопросы, которые служат допуском студента к выполнению лабораторной работы. При невыполнении этих требований студент от занятий отстраняется и оформляется пропуск по неуважительной причине.

По окончании каждой лабораторной работы студенты предъявляют преподавателю на проверку лабораторный журнал. После проведения запланированных опытов рабочее место необходимо обязательно убрать.

### **Меры предосторожности при работе в химической лаборатории**

При выполнении лабораторных работ студент обязан соблюдать следующие правила:

1. Для проведения работ за каждым студентом закрепляется постоянное рабочее место.
2. Студент отвечает за чистоту рабочего места, сохранность приборов, посуды, материалов и выданных учебных пособий.
3. Нельзя оставлять без присмотра включенное оборудование и нагревательные приборы. По окончании работы в лаборатории все нагревательные приборы должны быть выключены, водопроводные краны закрыты.
4. Все работы с ядовитыми и дурно пахнущими веществами необходимо проводить в вытяжном шкафу.

5. Осторожно обращаться с кислотами и щелочами.
6. В случае ожога щелочами и кислотами обожженное место промыть большим количеством воды, затем нейтрализовать в первом случае 3%-м раствором уксусной кислоты, во втором случае – раствором пищевой соды, затем обильно промыть водой. В случае сильного ожога рекомендуется обожженное место после промывания водой обтереть ватой, смоченной в спирте, и смазать рыбьим жиром.
7. Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
8. При определении запаха не следует делать глубокого вдоха, а лишь движением руки направлять к себе воздух от вещества.
9. Реактивы общего пользования нельзя уносить на свои рабочие места.
10. Реактивы брать в минимально необходимых количествах. Излишки реактива не выливать и не высыпать обратно в сосуд, из которого он был взят. Сухие реактивы брать при помощи специальных шпателей; для каждого реактива должен быть свой шпатель.
11. При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и соседей по работе. Во избежание ожогов от брызг и выбросов не наклоняться над сосудом, в котором кипит какая-либо жидкость.
12. При работе с горючими и легковоспламеняющимися веществами (спирты, бензин, эфиры и т. п.) нельзя их нагревать на открытом огне, в том числе с сеткой.
13. Химические стаканы и колбы из обычного стекла нельзя нагревать на открытом огне без специальной сетки. Запрещается использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края.
14. При поломке ртутного термометра рекомендуется капли ртути собрать амальгамированными пластинами из белой жести или меди. После удаления капель ртути необходимо залить место 20%-м раствором  $\text{FeCl}_3$ .
15. Во избежание отравлений **категорически запрещается** принимать пищу в химических лабораториях. Для повышения ответственности каждого студента по выполнению правил предосторожности при работе в лаборатории на первом занятии проводится специальный инструктаж по технике безопасности, фиксируемый в журнале с соответствующими подписями.

### **Используемые посуда и реактивы**

При выполнении лабораторного практикума используется полумикрометод анализа (полумикроанализ) с небольшими количества-

ми веществ (20–200 мг). Рабочие растворы реактивов хранят в полумикросклянках вместимостью около 30 мл, которые снабжены пипетками и этикетками с соответствующими надписями. Для хранения растворов, чувствительных к действию света, применяют склянки из коричневого стекла.

Емкости с реактивами размещаются в специальном штативе, выполненном в виде лесенки (горки). Растворы в таких штативах хорошо видны, они расположены в определенном порядке и удобны в использовании. В зависимости от темы занятия перечень и количество реактивов корректируются.

Реактивы с вредными испаряющимися веществами, а также растворы концентрированных кислот и щелочей хранятся в вытяжном шкафу (под тягой) лаборатории.

Сухие реактивы для индивидуального пользования также содержат в небольших емкостях или пробирках с каучуковыми пробками, в которые вставлены стеклянные микрошпатели.

Применяемая в лабораториях химическая посуда может быть разделена на ряд групп. По назначению посуду можно разделить на посуду общего назначения, специального назначения и мерную. По материалу – на посуду из простого стекла, специального стекла, фарфора, кварца, полимеров.

К группе общего назначения относятся те предметы, которые всегда должны быть в лаборатории и без которых нельзя провести большинство работ. Такими являются пробирки, воронки простые и делительные, стаканы, плоскодонные колбы, конические колбы, реторты, колбы для дистиллированной воды, тройники, краны и др.

К группе специального назначения относятся те предметы, которые употребляются для одной какой-либо цели, например: пикнометры, эксикаторы, ареометры, круглодонные колбы, специальные холодильники, приборы для определения температуры плавления и кипения и др.

К мерной посуде относятся мерные цилиндры и мензурки, пипетки, бюретки и мерные колбы.

Аналитические реакции в полумикрометоде проводят в основном в пробирках, которые располагаются на лабораторном столе в специальных пластмассовых штативах.

Лабораторные пробирки изготавливают из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготавливают из кварца.

Кроме обычных простых пробирок применяют также градуированные конические пробирки.

При работе с еще меньшими количествами реактивов (1–2 капли) реакции можно проводить на так называемых часовых (круглых) и предметных (прямоугольных) стеклах.

Недостаточная химическая стойкость стекла, его хрупкость иногда затрудняет работу. Поэтому в лаборатории используют посуду, принадлежности и даже приборы из полимеров (полиэтилена, метилметакриловых смол, фторопластов и других прозрачных или полупрозрачных пластиков), обладающих большой химической стойкостью. В этом отношении особый интерес в плане доступности представляет полиэтилен, из которого изготавливают колбы разных размеров и различного назначения, воронки, трубки, промывалки, мерную посуду (в частности, цилиндры) и пр. В полиэтиленовую посуду можно наливать горячие растворы с температурой до 200–220 °С; также допускается нагревание на водяной бане, но из-за малой теплопроводности полиэтилена оно происходит довольно медленно. Нагревание жидкостей в такой посуде возможно, если использовать электронагревательные приборы типа кипятильников, в которых нагревательные элементы заключены в кварцевую трубку или капсулу. Однако преимущественно применение такой посуды – это работа с холодными жидкостями.

Следует учитывать, что хотя посуда из полиэтилена химически стойка, у нее имеется один недостаток – способность прочно адсорбировать (впитывать) некоторые вещества. Так, стенки полиэтиленовой посуды адсорбируют азотную, соляную и некоторые другие кислоты. Отмыть от них стенки такой посуды очень трудно, что в некоторой степени ограничивает возможности ее использования.

**Особенностью кварцевой посуды является ее термостойкость и химическая инертность к большинству химических веществ.** Кварцевую посуду можно без риска нагревать на открытом пламени горелки и сразу же охлаждать, например, опустив нагретый сосуд в холодную воду. При этом сосуд не лопается. Кварцевые изделия можно нагревать до температуры 1200 °С даже под вакуумом, и они при этом не деформируются, так как кварц плавится в пределах 1600–1700 °С.

В зависимости от исходных материалов и степени их чистоты кварцевые изделия бывают непрозрачные, с шероховатой, шелковистой или гладкой поверхностью и прозрачные, подобные стеклянному. Часто из непрозрачного кварца как более дешевого материала делают большие сосуды, в которые впаивают трубки или окна из прозрачного



кварца. Из кварца изготавливают колбы всех видов, пробирки, стаканы, выпарительные чашки, тигли и пр. Очень ценны термометры, изготовленные из кварцевого стекла, так как у них не наблюдается термического последействия и они более надежны в работе.

При работе с кварцевой посудой надо помнить следующее:

1. Кварцевая посуда так же хрупка как и стеклянная, но гораздо дороже последней, поэтому обращаться с нею следует весьма осторожно.

2. Кварцевую посуду нельзя использовать при работе с фтористо-водородной (плавиковой) кислотой, едкими щелочами и углекислыми солями щелочных металлов.

Ассортимент фарфоровой посуды, применяемой в обычных лабораториях, не такой многочисленный, как у стеклянной. Фарфоровая посуда имеет ряд преимуществ перед стеклянной: она более прочная, не боится сильного нагревания, в нее можно наливать горячие жидкости, не опасаясь за целостность посуды, и т. д.

В лаборатории используют фарфоровые тигли и чашки, лодочки для прокаливания, ложки-шпатели для отбора вещества и снятия осадков с фильтров, сетки для фильтрования, ступки с пестиками.

Фарфоровые тигли можно нагревать до температуры не выше 1200 °С при прокаливании в муфельной печи. Однако в фарфоровом тигле нельзя проводить сплавление со щелочным веществом, например, с углекислым натрием, а также работать с фтористо-водородной кислотой, так как фарфор при этом разрушается. Следует помнить, что новые, еще ни разу не использованные тигли, полезно предварительно промыть и прокалить.

Недостатком изделий из фарфора является то, что они тяжелы, непрозрачны и значительно дороже стеклянных.

В лабораториях широко применяют разнообразное металлическое оборудование, преимущественно стальное.

Для закрепления на них всякого рода приборов служат штативы. Обычно штативы продаются с набором держателей (лапок), колец и муфт различной величины. Лапки бывают самых разнообразных форм и величин; они служат для закрепления бюреток, делительных воронок, колб и т. д. Кольца служат для помещения на нужной высоте колб, стаканов и других приборов. В лабораторной практике используют большое количество зажимов различных конструкций: винтовые зажимы Гофмана и пружинные Мора.

В качестве подставок для водяных и других бань, а также при нагревании больших сосудов применяют треноги разной величины и высоты.

Для разного рода химических анализов, исследовательских работ применяются металлические тигли: медные, чугунные, стальные, из чистого никеля, из чистого серебра, платиновые и из сплавов платины, из чистого золота. Металлические тигли требуют тщательного ухода. Их следует чистить после каждого использования. Особо осторожного обращения требуют платиновые тигли, которые бывают различного размера и всегда имеют в комплекте платиновую крышку. В платиновых тиглях нельзя сплавлять едкие щелочи, перекись натрия, окиси и гидроокиси бария и лития, азотно- и азотисто-кислые соли и соли синильной кислоты. Нельзя прокаливать вещества, содержащие окислы железа, соли тяжелых металлов, таких как сернокислый свинец, перекись свинца, окись олова, висмута, сурьмы и др.

Для выпаривания многих растворов применяют металлические чаши из платины, золота и др.

Для захватывания крышек тиглей служат тигельные щипцы. Обычно их изготавливают из железа и никелируют. Вместо тигельных щипцов часто удобнее пользоваться ухватиками, размеры которых подгоняют к размерам тиглей, применяемых в лаборатории. Ухватйки могут быть изготовлены из нержавеющей стали или из никеля. Для больших стальных тиглей ухватйки можно делать из латунной или бронзовой проволоки, лучше никелированной или хромированной.

Для взятия небольших предметов используют пинцеты. Например, пинцетом следует пользоваться при работе с металлическим натрием, при работе с разновесом, чтобы не касаться его руками, и во многих других случаях.

При нагревании пробирок пользуются деревянными или металлическими держателями. Существуют также держатели для фарфоровых чашек и стаканов.

В некоторых лабораториях используют металлические ступки: медные или латунные. В металлических ступках можно измельчать только те вещества, которые не взаимодействуют с металлом ступки. В остальном обращение с ними такое же как с фарфоровыми, с той, однако, разницей, что в металлической ступке можно смело разбивать куски даже сильными ударами пестика. Так как при этом не исключена возможность выброса кусочков размельчаемого вещества, то в начале работы ступку закрывают тканью.

## Лабораторная работа № 2

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

**Цель работы:** усвоить основные химические понятия и, пользуясь методом вытеснения водорода, определить эквивалентную массу металла, рассчитать молярную массу его атомов и установить, какой это металл.

#### Теоретическая часть

**Эквивалентом** называется количество вещества (в молях), которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает 1 моль атомов водорода в химических реакциях.

Например, эквиваленты хлора в соляной кислоте HCl, кислорода в воде H<sub>2</sub>O и азота в аммиаке NH<sub>3</sub>, соответственно, равны 1 молю, 0,5 моля и 1/3 моля, так как на 1 моль атомов водорода в этих соединениях приходится 1 моль атомов хлора, 1/2 моля атомов кислорода и 1/3 моля атомов азота.

**Эквивалентной массой**  $m_{\text{Э}}$  называется масса 1 эквивалента, выраженная в г/моль или кг/моль. Так, эквивалентная масса водорода  $m_{\text{Э(H)}} = m_{\text{Э(H}_2)} = 1$  г/моль,  $m_{\text{Э(O)}} = m_{\text{Э(O}_2)} = 8$  г/моль. Эквивалентные массы элементов определяют, исходя из молярных масс атомов:

$$m_{\text{Э хлора в HCl}} = 35,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{Э кислорода в H}_2\text{O}} = 16/2 = 8 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{Э азота в NH}_3} = 14/3 = 4,67 \text{ г/моль}.$$

Между эквивалентной массой элемента  $m_{\text{Э}}$ , молярной массой его атомов  $M$  и валентностью  $B$  существует зависимость:

$$m_{\text{Э}} = M/B, \quad (2.1)$$

из которой следует, что элемент, проявляющий в соединениях переменную валентность, имеет несколько значений эквивалентных масс.

Например, эквивалентные массы азота  $m_{\text{Э(N)}}$  в NH<sub>3</sub>, NO, NO<sub>2</sub> будут:

– в аммиаке  $m_{\text{Э(N)}} = 14/3 = 4,67$  г/моль;

– в монооксиде азота  $m_{\text{Э(N)}} = 14/2 = 7$  г/моль;

– в диоксиде азота  $m_{\text{Э(N)}} = 14/4 = 3,5$  г/моль.

Понятие об эквивалентных массах распространяется и на химические соединения: оксиды, основания, кислоты и соли.

**Эквивалентная масса оксида** равна сумме эквивалентных масс элемента, образовавшего оксид, и кислорода.

Например, эквивалентная масса воды  $\text{H}_2\text{O}$  равна сумме эквивалентных масс водорода и кислорода:

$$m_{\text{Э(H}_2\text{O)}} = m_{\text{Э(H)}} + m_{\text{Э(O)}} = 1 + 8 = 9 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{Э(Al}_2\text{O}_3)} = m_{\text{Э(Al)}} + m_{\text{Э(O)}} = 27 / 3 + 8 = 17 \text{ г/моль}.$$

**Эквивалентную массу оксида** можно определить также по формуле

$$m_{\text{Э}} = \frac{M}{B \cdot k},$$

где  $M$  – молярная масса оксида;  $B$  – валентность элемента, образовавшего оксид;  $k$  – число атомов элемента, образовавшего оксид, например:

$$m_{\text{Э(Al}_2\text{O}_3)} = \frac{102}{3 \cdot 2} = 17 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{Э(H}_2\text{O)}} = \frac{18}{1 \cdot 2} = 9 \text{ г/моль}.$$

**Эквивалентную массу основания** находят делением его молярной массы на валентность металла, или, что то же самое, на кислотность основания, т. е. на число ионов  $\text{OH}^-$ :

$$m_{\text{Э основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания}}.$$

Например, эквивалентная масса гидроксида калия равна его молярной массе:

$$m_{\text{Э(KOH)}} = \frac{M_{\text{KOH}}}{1} = \frac{56}{1} = 56 \text{ г/моль}.$$

Эквивалентная масса гидроксида кальция  $\text{Ca(OH)}_2$  равна половине его молярной массы:

$$m_{\text{ЭCa(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

**Эквивалентную массу кислоты** определяют как частное от деления ее молярной массы на основность кислоты:

$$m_{\text{Экислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{ОСНОВНОСТЬ КИСЛОТЫ}}.$$

Под основностью кислоты понимают количество атомов водорода, замещающихся на металл в результате реакции. Поэтому эквивалентные массы одноосновных кислот (HCl, HBr, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH) равны их молярным массам. Например:

$$m_{\text{Э(HCl)}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль.}$$

Эквивалентные массы двухосновных или трехосновных кислот равны, соответственно, 1/2 или 1/3 их молярных масс:

$$m_{\text{Э(H}_2\text{SO}_4)} = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} / 2 = 98 / 2 = 49 \text{ г/моль;}$$

$$m_{\text{Э(H}_3\text{PO}_4)} = M_{\text{H}_3\text{PO}_4} / 3 = 98 / 3 = 32,7 \text{ г/моль.}$$

**Эквивалентная масса соли** может быть вычислена как частное от деления ее молярной массы на произведение числа атомов металла и его валентности:

$$m_{\text{Эсоли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}.$$

Например, эквивалентная масса сульфата алюминия:

$$m_{\text{ЭAl}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль.}$$

Все расчеты, связанные с определением эквивалентных масс элементов, проводят на основании **закона эквивалентов**, согласно которому *элементы соединяются друг с другом и замещают один другого в соединениях в количествах, пропорциональных их эквивалентным массам.*

Математическое выражение закона эквивалентов следующее:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{Э}_1}}{m_{\text{Э}_2}}, \quad (2.2)$$

где  $m_1$  и  $m_2$  – массы реагирующих веществ, г;  $m_{\text{Э}_1}$  и  $m_{\text{Э}_2}$  – их эквивалентные массы, г/моль.

Согласно закону эквивалентов, элементы взаимодействуют друг с другом равным числом эквивалентных масс.

Рассмотрим некоторые методы экспериментального определения эквивалентных масс.

## 1. Метод прямого определения

Эквивалентная масса определяется из данных прямого синтеза водородного или кислородного соединений данного элемента. При этом используются значения эквивалентных масс водорода ( $m_{\text{Э}(\text{H})} = 1$  г/моль) и кислорода ( $m_{\text{Э}(\text{O})} = 8$  г/моль).

**Пример.** При окислении 0,253 г магния получено 0,420 г его оксида. Чему равна эквивалентная масса магния?

### *Решение*

Масса поглощенного кислорода в соответствии с законом сохранения массы равна:

$$m_{\text{O}_2} = m_{\text{MgO}} - m_{\text{Mg}} = 0,420 - 0,253 = 0,167 \text{ г.}$$

По закону эквивалентов вычисляем эквивалентную массу магния:

$$\frac{m_{\text{Mg}}}{m_{\text{O}_2}} = \frac{m_{\text{Э}(\text{Mg})}}{m_{\text{Э}(\text{O}_2)}},$$

$$m_{\text{Э}(\text{Mg})} = \frac{m_{\text{Mg}} \cdot m_{\text{Э}(\text{O}_2)}}{m_{(\text{O}_2)}} = \frac{0,253 \cdot 8,00}{0,167} = 12,12 \text{ г/моль.}$$

## 2. Аналитический метод

Производится точный анализ соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна, и по составу соединения вычисляется его эквивалентная масса.

**Пример.** Анализом хлорида серебра установлено, что он содержит 75,26 % серебра. Определить эквивалентную массу хлора, если известно, что эквивалентная масса серебра равна 107,87 г/моль.

**Решение**

Рассчитываем процентное содержание хлора:

$$\% \text{Cl} = (100 - 75,26) = 24,74 \%$$

Затем по закону эквивалентов находим эквивалентную массу Cl:

$$\frac{\% \text{Ag}}{\% \text{Cl}} = \frac{m_{\text{Э}}(\text{Ag})}{m_{\text{Э}}(\text{Cl})},$$

$$m_{\text{Э}}(\text{Cl}) = \frac{\% \text{Cl} \cdot m_{\text{Э}}(\text{Ag})}{\% \text{Ag}} = \frac{24,74 \cdot 107,87}{75,25} = 35,5 \text{ г/моль.}$$

### 3. Электрохимический метод

Определяется масса вещества, осаждающегося на электроде при электролизе соли. Эквивалентную массу рассчитывают исходя из следствия закона Фарадея: при прохождении через раствор электролита 96500 кулонов электричества на электродах выделяется одна эквивалентная масса вещества.

**Пример.** При пропускании электрического тока силой 2 А в течение 2412 с через раствор нитрата серебра на катоде выделилось 5,4 г серебра. Чему равна эквивалентная масса серебра?

**Решение**

Известно, что при прохождении  $(2 \text{ А} \cdot 2412 \text{ с}) = 4824 \text{ Кл}$  электричества выделяется 5,4 г серебра, поэтому:

$$4824 \text{ Кл} - 5,4 \text{ г};$$

$$96500 \text{ Кл} - x \text{ г};$$

$$x = \frac{96500 \cdot 5,4}{4824} = 108 \text{ г},$$

т. е. эквивалентная масса серебра равна 108 г/моль.

#### 4. Метод вытеснения водорода

Этот метод используют для определения эквивалентных масс металлов, которые способны вытеснять водород из разбавленных кислот и щелочей. Эквивалентная масса определяется из отношения массы данного элемента к массе или чаще всего к объему вытесненного водорода. При этом целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема водорода.

**Эквивалентным объемом**  $V_{\text{Э}}$  называется объем, занимаемый при данных условиях одной эквивалентной массой газообразного вещества.

Поскольку моль любого газа при нормальных условиях (н. у.) занимает объем 22,4 л (следствие из закона Авогадро), эквивалентный объем водорода можно найти из пропорции:

$$M - V_{\text{М}};$$

$$m_{\text{Э}} - V_{\text{Э}};$$

$$2 \text{ г } \text{H}_2 \text{ (1 моль)} - 22,4 \text{ л};$$

$$1 \text{ г } \text{H}_2 \text{ (1 экв. масса)} - x \text{ л};$$

$$x = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Аналогично находят эквивалентный объем кислорода:

$$32 \text{ г } \text{O}_2 \text{ (1 моль)} - 22,4 \text{ л};$$

$$8 \text{ г } \text{O}_2 \text{ (1 экв. масса)} - x \text{ л};$$

$$x = \frac{8 \cdot 22,4}{32} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

**Пример.** При взаимодействии 0,0936 г двухвалентного металла с соляной кислотой выделилось 37,3 мл водорода, измеренного при н. у. Чему равна эквивалентная масса металла? Что это за металл?

#### *Решение*

Для реакции взаимодействия металла с разбавленной соляной кислотой по уравнению  $Me + 2\text{HCl} = \text{MeCl}_2 + \text{H}_2$  математическое выражение закона эквивалентов запишется:



$$\frac{m_{Me}}{m_{H_2}} = \frac{m_{\text{Э}(Me)}}{m_{\text{Э}(H_2)}}, \text{ или } \frac{m_{Me}}{m_{\text{Э}(Me)}} = \frac{m_{H_2}}{m_{\text{Э}(H_2)}}.$$

Так как количество водорода удобнее измерять в объемных единицах, а объем газа при постоянных температуре и давлении прямо пропорционален его массе, отношение  $m_{H_2} / m_{\text{Э}(H_2)}$  можно заменить равным ему отношением  $V_{O(H_2)} / V_{\text{Э}(H_2)}$ . В результате получим выражение

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{Э}(Me)}} = \frac{V_{O(H_2)}}{V_{\text{Э}(H_2)}}, \quad (2.3)$$

где  $V_{O(H_2)}$  – объем вытесненного водорода;  $V_{\text{Э}(H_2)}$  – эквивалентный объем водорода; измерены при нормальных условиях, т. е. при  $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$  ( $T = 273 \text{ K}$ ) и  $P = 760 \text{ мм рт. ст.}$  (1 атм или 101325 Па). Откуда

$$m_{\text{Э}(Me)} = \frac{m_{Me} \cdot 11200}{V_{O(H_2)}} = \frac{0,0936 \cdot 11200}{37,3} = 28 \text{ г/моль.}$$

Из уравнения  $m_{\text{Э}} = M/V$  находим молярную массу атомов металла  $M$ :

$$M = m_{\text{Э}(Me)} \cdot V = 28 \cdot 2 = 56 \text{ г/моль.}$$

По таблице Д. И. Менделеева определяем, что этот металл – Fe.

### Экспериментальная часть

Прибор для определения эквивалентной массы металла (рис. 2.1), используемый в работе, состоит из двух сообщающихся бюреток  $B_1$  и  $B_2$ , наполовину заполненных водой. К одной из бюреток присоединена пробирка П. Прежде чем приступить к эксперименту, убедитесь в герметичности прибора. Для этого, проверив, плотно ли закрыты отверстия  $O_1$  и  $O_2$ , поднимите или опустите бюретку  $B_2$  на 10–20 см и, закрепив ее в таком положении, наблюдайте в течение 2–3 мин за уровнем воды в бюретке  $B_1$ . Вначале уровень воды в бюретке несколько понизится (или повысится), а затем, если прибор герметичен, останется без изменения.

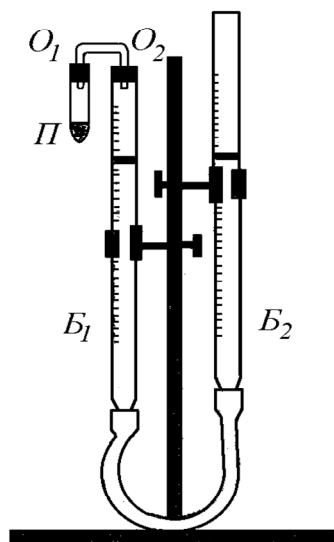


Рис. 2.1. Прибор для определения эквивалентной массы металла:  
Б<sub>1</sub> и Б<sub>2</sub> – бюретки; П – пробирка; О<sub>1</sub> и О<sub>2</sub> – отверстия

В пробирку П налейте с помощью стаканчика 5–6 мл 10%-го раствора соляной кислоты. Получите у преподавателя навеску металла, взвешенную на аналитических весах и помещенную в пакетик из папиросной бумаги. Запишите массу металла в табл. 2.1. Пакетик аккуратно откройте с одной стороны, смочите его водой, приложите к внутренней части пробирки и продвиньте при помощи стеклянной палочки как можно ближе к поверхности кислоты (расстояние от нижней части пакетика до поверхности кислоты – около 1 см).

Пробирку установите на место и вновь проверьте герметичность прибора. Закрепите бюретки таким образом, чтобы уровень воды в них был точно на одной линии. Отметьте и запишите в табл. 2.1 положение воды (по нижней части мениска) в бюретке Б<sub>1</sub>. Немного приподняв нижнюю часть пробирки, приведите в соприкосновение металл с кислотой. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки Б<sub>1</sub> в бюретку Б<sub>2</sub>. Когда весь металл прореагирует, дайте пробирке остыть (3–5 мин) и вновь приведите воду в бюретках Б<sub>1</sub> и Б<sub>2</sub> к одному уровню, т. е. создайте в бюретке Б<sub>1</sub> давление, равное атмосферному. Точно отметьте и запишите в таблицу положение мениска воды в бюретке Б<sub>1</sub> после опыта. Разность уровней воды в бюретке Б<sub>1</sub> до и после реакции металла с соляной кислотой равна объему выделившегося водорода. Занесите в таблицу показания барометра и термометра. Приведите с помощью уравнения Клапейрона объем вытесненного водорода к нормальным условиям:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}. \quad (2.4)$$

При этом необходимо учесть, что водород, собранный над водой, содержит водяной пар, и общее давление газа, равное атмосферному, складывается из парциальных давлений водорода и водяного пара, т. е.

$$P_{\text{атм}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ откуда } P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}},$$

где  $P_{\text{H}_2}$  – парциальное давление водорода, собранного над водой, мм рт. ст.;  $P_{\text{атм}}$  – атмосферное давление, мм рт. ст.;  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  – давление насыщенного водяного пара при температуре опыта, мм рт. ст. (см. табл. П.1.1 Приложения 1).

Объем водорода, приведенный к нормальным условиям, будет равен:

$$V_{\text{O(H}_2)} = \frac{V(P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}})T_0}{TP_0}, \quad (2.5)$$

или после подстановки в уравнение известных постоянных величин:

$$V_{\text{O(H}_2)} = \frac{V(P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}})273}{(273 + t)760}, \quad (2.6)$$

где  $V$  – объем выделившегося водорода при условиях опыта, мл;  $t$  – температура опыта, °С.

Эквивалентную массу металла определите по формуле

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{Э(Me)}}} = \frac{V_{\text{O(H}_2)}}{V_{\text{Э(H}_2)}}; \quad m_{\text{Э(Me)}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot 11200}{V_{\text{O(H}_2)}}.$$

Зная валентность металла (сообщается преподавателем), найдите приближенное значение молярной массы атомов металла  $M$  и определите, что это за металл. Затем, воспользовавшись уравнением (2.1), рассчитайте теоретическое значение эквивалентной массы металла. Вычислите абсолютную и относительную погрешности измерений.

**Погрешность измерения** – это отклонение результатов измерения от «истинного» значения. В частности, абсолютная погрешность – это алгебраическая разность между экспериментальным и истинным (теоретическим) значением измеряемой величины. Абсолютная погрешность измеряется в тех же единицах, что и измеряемая величина, и в расчетах ее принято обозначать греческой буквой –  $\Delta$ .

**Относительная погрешность измерений** – это отношение абсолютной погрешности к истинному значению измеряемой величины, умноженное на 100. Относительную погрешность обозначают буквой  $\delta$  и выражают в процентах.

Результаты измерений занесите в табл. 2.1, приведенную ниже. Значение давления насыщенного пара при температуре опыта дано в табл. П.1.1 Приложения 1.

Таблица 2.1

**Форма записи результатов**

Навеска металла, г		
Температура, °С		
Атмосферное давление, мм рт. ст.		
Давление насыщенного водяного пара при $t$ опыта, мм рт. ст.		
Парциальное давление водорода, мм рт. ст.		
Положение мениска воды в бюретке Б <sub>1</sub> , мл	До реакции	
	После реакции	
Объем вытесненного водорода при условиях опыта, мл		
Объем водорода, приведенного к нормальным условиям, мл		
Эквивалентная масса металла (экспериментальное значение), г/моль		
Валентность металла		
Название металла		
Эквивалентная масса металла (теоретическое значение), г/моль		
Ошибка измерений	Абсолютная, г/моль	
	Относительная, %	

**Контрольные вопросы и задания**

1. Что называется химическим эквивалентом элемента?
2. Что такое эквивалентная масса?
3. Чему равны эквивалентные массы элемента, оксида, основания, кислоты, соли? Рассчитайте эквивалентные массы: Al, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.
4. Вычислите эквивалентные массы следующих веществ: HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

5. При растворении в кислоте 3,06 г металла выделилось 2,8 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите эквивалентную массу металла.

6. При нагревании 20,06 г металла было получено 21,66 г оксида. Определите эквивалентную массу металла и эквивалентную массу оксида.

7. Хлорид металла содержит 69 % хлора. Определите эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

8. В 2,48 г оксида содержится 1,84 г металла. Определите эквивалентную массу металла и оксида.

### Лабораторная работа № 3

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Цель работы:** изучить основные факторы, влияющие на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

### Теоретическая часть

#### 1. Скорость химических реакций.

Раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, называется химической кинетикой. В химической кинетике все реакции классифицируют по следующим признакам:

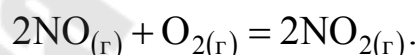
а) по типу механизма: необратимые, обратимые, последовательные (консекутивные), параллельные;

б) по условиям проведения: изотермические (при постоянной температуре), неизотермические (программно-регулируемые), адиабатические (тепло не отдается и не поглощается), неадиабатические, изохорные (при постоянном объеме), изобарные (при постоянном давлении);

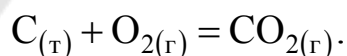
в) в зависимости от применения катализатора: каталитические, некаталитические;

г) по фазовому состоянию реагентов системы: гомогенные, гетерогенные.

Гомогенные реакции протекают во всем объеме, например, реакции между растворенными веществами или газами:



Гетерогенные реакции протекают на поверхности раздела фаз:



**Фазой** называется часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком. Системы, состоящие только из одной фазы, называются **гомогенными**, а содержащие две и более фаз – **гетерогенными**.

Скорость гомогенной химической реакции измеряется изменением концентрации вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции вещества в единицу времени. В химической кинетике концентрацию обычно выражают в моль/л, время – в минутах (реже – в секундах).

Различают среднюю и истинную скорости реакции. Если в момент времени  $\tau_1$  концентрация реагирующего вещества была  $c_1$ , а в последующий момент времени  $\tau_2$  оказалась равной  $c_2$ , то отношение

$$v_{\text{CP}} = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}, \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{мин}}$$

выражает *среднюю* скорость реакции за время  $\Delta \tau$ . Скорость – величина положительная, поэтому перед дробью, выражающей уменьшение концентрации, ставят знак «минус».

*Истинная скорость* реакции в данный момент времени определяется как первая производная от концентрации по времени:

$$v = \pm dc / d\tau.$$

*Скорость гетерогенной реакции* измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени на единицу площади поверхности раздела фаз:

$$v = \pm \Delta c / S \Delta \tau,$$

где  $S$  – площадь поверхности раздела фаз,  $\text{м}^2$ .

Основными факторами, определяющими скорость химических реакций, являются:

- а) природа реагирующих веществ;
- б) концентрация;
- в) температура;
- г) давление (для реакций с участием газов);
- д) присутствие катализатора и др.

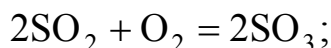
Зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики – **законом действующих масс**: *скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, соответствующие их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.*

Так, в реакции  $mA + nB \rightarrow pC$  уравнение для определения скорости реакции примет вид

$$v = k \cdot c_A^m \cdot c_B^n,$$

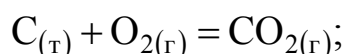
где  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости реакции** (численно равен скорости реакции при concentra-

ции каждого из реагирующих веществ 1 моль/л);  $k$  называют еще удельной скоростью. Например, для реакции:



$$v = k \cdot c_{\text{SO}_2}^2 \cdot c_{\text{O}_2}, \text{ моль/л} \cdot \text{мин.}$$

Применяя закон действующих масс к гетерогенным химическим реакциям, необходимо иметь в виду, что концентрации веществ, находящихся в жидкой и твердой фазах, как правило, постоянны и включаются в константу скорости. Например, для реакции:



$$v = k \cdot c_{\text{O}_2} \cdot SD,$$

где  $D$  – коэффициент диффузии (учитывает скорость подвода кислорода в зону реакции);  $S$  – площадь поверхности раздела фаз.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется **приближенным правилом Вант-Гоффа**, в соответствии с которым **при повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза**. Математически эта зависимость выражается соотношением

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

где  $v_{t_2}$  и  $v_{t_1}$  – скорости реакции, соответственно, при конечной  $t_2$  и начальной  $t_1$  температурах;  $\gamma$  – температурный коэффициент реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 °С;

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t},$$

где  $k_t$  и  $k_{t+10}$  – константы скорости реакции, соответственно, при температурах  $t$  и  $t+10^\circ$ .

В химической практике удобнее пользоваться продолжительностью (временем) реакции  $\tau$ :

$$\frac{1}{\tau_{t_2}} = \frac{1}{\tau_{t_1}} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$



Константа скорости реакции определяется по уравнению Аррениуса:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}} \cdot e^{\frac{S_a}{R}},$$

где  $A$  – предэкспоненциальный множитель (постоянная величина, учитывающая число соударений молекул);  $R$  – универсальная газовая постоянная ( $R = 8,314$  Дж/моль · К);  $T$  – абсолютная температура, К;  $e$  – основание натурального логарифма ( $e = 2,7$ );  $E_a$  – энергия активации, кДж/моль.

Энергия активации  $E_a$  равна той минимальной энергии, которую необходимо сообщить молекулам реагирующих веществ, чтобы они при столкновении могли вступить в химическое взаимодействие, возможное лишь в том случае, если будут преодолены силы отталкивания электронных оболочек молекул. Если  $E_a < 40$  кДж/моль, то реакции относятся к категории быстрых, протекающих практически мгновенно (например, ионные реакции). Если  $E_a > 120$  кДж/моль, то реакции называются медленными, заметить их протекание чрезвычайно затруднительно. При  $E_a = 40 - 120$  кДж/моль скорость реакций измерима.

Энтропия активации  $S_a$  учитывает вероятность благоприятной ориентации соударяющихся молекул, т. е. вероятность их столкновения с активными участками.

Одним из наиболее распространенных в химической практике способов изменения скорости химических реакций является катализ.

**Катализом** называется явление изменения скорости реакции в присутствии катализатора.

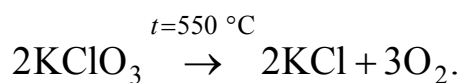
**Катализаторы** – это вещества, которые изменяют скорость химического процесса, оставаясь к концу реакции неизменными по химическому составу и количеству. Катализаторы, увеличивающие скорость реакции, называются положительными, а уменьшающие – отрицательными (ингибиторами). Сущность действия положительного катализатора на скорость химического процесса заключается в изменении механизма реакции и уменьшении энергии активации.

Катализ может быть гомогенным (реагенты и катализатор находятся в одной фазе) и гетерогенным (катализатор и реагенты находятся в разных фазах).

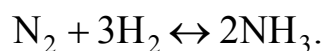
## *2. Химическое равновесие.*

Многие химические реакции протекают до конца, т. е. исходные вещества целиком превращаются в конечные продукты.

Например, хлорат калия (бертоллетова соль) при нагревании разлагается с образованием следующих продуктов:



В то же время обратное получение хлората калия из хлорида калия и кислорода в указанных условиях невозможно. Подобные реакции называются **необратимыми**. Однако существуют реакции, которые при определенных условиях одновременно протекают в двух противоположных направлениях. Такие реакции называются **обратимыми**. Например:



В обратимых реакциях одновременно с уменьшением скорости прямой реакции растет скорость обратной (вследствие накопления продуктов реакции). Когда обе скорости становятся одинаковыми ( $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ ), устанавливается подвижное химическое равновесие.

*Химическое равновесие* – равновесие динамическое: в данных условиях непрерывно протекают две противоположно направленные реакции, концентрации же реагирующих веществ остаются неизменными. Например, в обратимой химической реакции:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  – скорости прямой  $v_1$  и обратной  $v_2$  реакций равны:

$$v_1 = k_1 [\text{H}_2][\text{I}_2];$$

$$v_2 = k_2 [\text{HI}]^2.$$

При равновесии:

$$v_1 = v_2,$$

т. е.

$$k_1 [\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2 [\text{HI}]^2,$$

или

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]},$$

где [ ] – обозначена равновесная концентрация вещества.

Поскольку  $k_1$  и  $k_2$  при данной температуре постоянны, то будет постоянным и их отношение. Обозначив его через  $K_p$ , получим:

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

Постоянная  $K_p$  называется **константой химического равновесия**, которая зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентрации и присутствия катализатора. Состояние химического равновесия существует при строго определенных условиях (концентрации, температуре, давлении). При изменении одного из этих условий равновесие нарушается.

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации, температуры или давления определяется **принципом Ле Шателье**: *если на систему, находящуюся в состоянии устойчивого химического равновесия, подействовать извне (т. е. изменить температуру, концентрацию или давление), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет произведенное воздействие.*

*В соответствии с принципом Ле Шателье:*

а) при увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции;

б) при повышении давления (для газов и паров) равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением давления системы (в сторону образования меньшего числа молекул газообразных веществ) и, наоборот;

в) при повышении температуры равновесие смещается в сторону протекания эндотермического процесса ( $\Delta H > 0$ ), а понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону экзотермической реакции ( $\Delta H < 0$ ).

Например:



Эта реакция – экзотермическая (протекает с выделением тепла).

При увеличении в системе концентрации водорода или азота (или обоих газов одновременно) равновесие смещается вправо, так как эта реакция уменьшает концентрацию исходных веществ (т. е. противодействует произведенному воздействию на систему). При уменьше-

нии концентрации исходных веществ равновесие смещается влево (в сторону образования водорода и азота).

При повышении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с поглощением тепла (эндотермической), т. е. влево, а при понижении температуры – вправо.

При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, протекающей с понижением давления (с уменьшением числа молекул газообразных веществ), т. е. вправо, и наоборот.

## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Влияние концентраций реагирующих веществ на скорость химической реакции*

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



В результате этой реакции наблюдается опалесценция, а затем происходит помутнение раствора за счет выпавшей серы.

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие конические пробирки внесите: в первую – 4 капли  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (1 М) и 8 капель воды; во вторую – 8 капель  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  + 4 капли воды; в третью – 12 капель  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Первую и вторую пробирку осторожно встряхните для выравнивания концентрации тиосульфата натрия по всему объему. В результате в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное количество  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , т. е. концентрации растворов будут 1/3, 2/3 и 1 М в первой, второй и третьей пробирках соответственно.

В первую пробирку добавьте 1 каплю 2н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , перемешайте растворы и включите секундомер. Измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции (выпадения осадка). То же сделайте во второй и третьей пробирках. Данные опыта занесите в табл. 3.1.

## Форма записи результатов

Номер пробирки	Количество капель			Общий объем раствора, капли	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , моль/л	Время реакции $\tau$ , с	Скорость реакции $V = \frac{1}{\tau}$ , усл. ед.
	1 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	2n $\text{H}_2\text{SO}_4$				
1							
2							
3							

Начертите график, показывающий зависимость скорости реакции от концентрации. Для этого по оси абсцисс (ось  $X$ ) отложите концентрации, а по оси ординат (ось  $Y$ ) – соответствующие скорости в условных единицах. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации. Напишите математическое выражение закона действующих масс для этой реакции.

## Опыт № 2

*Влияние температуры на скорость химической реакции*

Пользуясь мерными пипетками, налейте в три сухие пробирки по 2 мл раствора тиосульфата натрия и в другие три пробирки – по 2 мл раствора серной кислоты. Первый опыт проведите при комнатной температуре, слив растворы серной кислоты и тиосульфата натрия. Отметьте время начала реакции и ее окончание (появление опалесценции) по секундомеру.

Второй опыт проведите аналогично первому, но при температуре, на  $10\text{ }^\circ\text{C}$  выше комнатной. Для этого следующую пару пробирок нагрейте в фарфоровом стакане с горячей водой. Температуру измерьте термометром, опустив его в раствор одной из нагреваемых пробирок. Затем отметьте по секундомеру время протекания реакции.

Третий опыт проведите при температуре, на  $20\text{ }^\circ\text{C}$  выше комнатной. Измерения проводите так же как и во втором опыте. Полученные данные занесите в табл. 3.2.

## Форма записи результатов

Номер опыта	Объем раствора Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , мл	Объем раствора H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , мл	Температура, °С	Время реакции τ, с	Скорость реакции $V = \frac{1}{\tau}$ , усл. ед.	Отношение скоростей γ
1						
2						
3						

По полученным данным постройте график зависимости скорости реакции от температуры. Для этого на оси абсцисс (ось *X*) отложите температуры опытов, а на оси ординат (ось *Y*) – скорости реакции. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции:

$$\gamma = \frac{V_{t^{\circ} + 10}}{V_{t^{\circ}}} = \frac{t_1}{t_2}$$

**Опыт № 3*****Влияние катализатора на скорость химической реакции. Каталитическое разложение перекиси водорода***

В пробирку внесите 3–5 капель раствора перекиси водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения перекиси водорода не наблюдается.

К раствору перекиси водорода добавьте несколько крупинок двуокиси марганца MnO<sub>2</sub>. Что наблюдается? Какой газ выделяется?

Опишите наблюдения в тетради и составьте уравнение реакции разложения перекиси водорода.

Положительный или отрицательный, гомогенный или гетерогенный катализ будет иметь место в данном случае?

**Опыт № 4*****Влияние концентрации на химическое равновесие***

В стакан емкостью 50 мл влейте 20 мл дистиллированной воды и добавьте по 5 капель насыщенных растворов FeCl<sub>3</sub> и KCNS, перемешайте и разлейте окрашенный в красный цвет раствор в четыре пробирки с помощью мерного цилиндра: объемы растворов должны

быть одинаковые. В первую пробирку добавьте 2 капли концентрированного раствора хлорида железа  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – 2 капли насыщенного раствора роданида калия  $\text{KSCN}$ , в третью – внесите шпатель щепотку кристаллического хлорида калия  $\text{KCl}$ .

Во всех случаях сравните окраску получившихся растворов с окраской раствора в четвертой пробирке. Объясните происходящие изменения в цвете растворов. Результаты опытов запишите в табл. 3.3.

Таблица 3.3

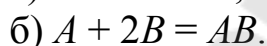
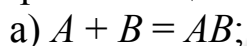
#### Форма записи результатов

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление)	Направление смещения равновесия
1	$\text{FeCl}_3$		
2	$\text{KSCN}$		
3	$\text{KCl}$		
4	–		

В какую сторону смещается равновесие реакции при добавлении каждого компонента системы? Напишите уравнение обратимой реакции и математическое выражение константы равновесия.

#### Контрольные вопросы и задания

1. Напишите формулы для расчета скорости следующих реакций, протекающих в гомогенной среде:

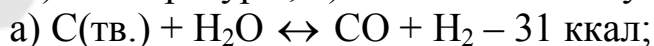


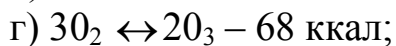
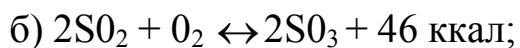
Как изменятся скорости этих реакций, если концентрации  $A$  и  $B$  увеличить в 2 раза? (Ответ: а) в 4 раза; б) в 8 раз).

2. Как изменится скорость прямой реакции, протекающей по уравнению  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ , если давление увеличить в три раза? (Ответ: 9 раз).

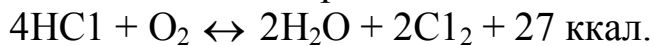
3. Вычислите константу химического равновесия реакции  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ , если равновесные концентрации  $\text{NaCl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равны 2 моль/л,  $\text{NaHSO}_4$  и  $\text{HCl}$  – 0,3 моль/л? (Ответ: 0,16).

4. В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением: 1) температуры; 2) давления в следующих системах:





5. Поясните, как следует изменить температуру, давление и концентрацию компонентов в указанной ниже равновесной системе, чтобы повысить выход хлора:



6. Как были изменены температура и давление в гетеросистеме  $\text{CaCO}_3(\text{тв.}) \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$ , если равновесие сместилось вправо?



## Лабораторная работа № 4

# РАСТВОРЫ: ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА, СПОСОБЫ ЧИСЛЕННОГО ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА

**Цель работы:** изучить приемы определения концентрации растворов кислот или щелочей путем измерения их плотности с помощью ареометра и расчета по измеренной плотности процентного содержания, молярной и нормальной концентрации, а также приобрести навыки приготовления растворов химических соединений различной концентрации.

### Теоретическая часть

**Раствором** называется твердая, жидкая или газообразная гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в широких пределах.

Компонентами, составляющими раствор, являются растворитель и растворенное вещество. **Растворителем** условно принято считать вещество, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. Растворенное вещество меняет свое агрегатное состояние.

Например, водный раствор хлорида натрия состоит из двух компонентов:  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{NaCl}$ . Вода не изменила агрегатное состояние, поэтому она – растворитель. Хлорид натрия был твердым, при растворении в воде распался на ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  и принял агрегатное состояние растворителя, поэтому  $\text{NaCl}$  – растворенное вещество.

Если один из компонентов раствора – жидкость, а другой – твердое вещество или газ, то растворителем является жидкость независимо от того, какой из компонентов преобладает в растворе. При одинаковом агрегатном состоянии обоих компонентов обычно растворителем считают то вещество, которое преобладает в растворе, делая исключение только для  $\text{H}_2\text{O}$ .

Наибольшее значение имеют жидкие растворы и особенно те, в которых растворителем является вода. В воде могут растворяться твердые, жидкие и газообразные вещества. Свойство вещества растворяться в воде или другом растворителе называется **растворимостью**. Количественно растворимость выражается концентрацией насыщенного раствора.

**Концентрацией** называется содержание растворенного вещества в определенной массе или известном объеме раствора или растворителя. Раствор, в котором при данных условиях содержится максимально возможная масса растворенного вещества, называется **насыщенным**. Если концентрация раствора меньше концентрации насыщенного, то он называется **ненасыщенным**, а если больше – **пересыщенным**. Пересыщенные растворы неустойчивы, поэтому встряхивание или введение в раствор кристаллика соли вызывает выпадение в осадок избытка растворенного вещества.

Существуют различные способы численного выражения состава растворов:

- *Массовая доля растворенного вещества*  $\omega$  – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega_{\text{вещества}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{m}$$

- *Мольная доля*  $N_i$  – отношение количества растворенного вещества (растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \text{ – мольная доля растворенного вещества;}$$

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \text{ – мольная доля растворителя.}$$

- *Процентная концентрация* – количество граммов вещества в 100 г раствора.

- *Нормальная концентрация*  $C_N$ :  $C_N = \frac{m}{m_{\text{Э}}}$ , моль/л – количество грамм-эквивалентов вещества в 1 л раствора;  $m$  – масса растворенного вещества;  $m_{\text{Э}}$  – молярная масса вещества.

- *Молярная концентрация*  $C_M$ :  $C_M = \frac{m}{M}$ , моль/л – количество молей вещества в 1 л раствора;  $m$  – масса вещества раствора;  $M$  – молярная масса вещества.

- *Моляльная концентрация*  $C_m$ :  $C_m = \frac{m \cdot 1000}{m_1 \cdot M}$ , моль/кг – количество молей вещества в 1 кг растворителя;  $m$  – масса вещества в растворе;  $M$  – молярная масса вещества;  $m_1$  – масса растворителя.

• *Титр раствора T*:  $T = \frac{C_{\text{H}} \cdot m_{\text{Э}}}{1000}$  – количество вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m}{V},$$

где  $C_{\text{H}}$  – нормальная концентрация раствора;  $m_{\text{Э}}$  – эквивалентная масса вещества;  $m$  – масса вещества в растворе;  $V$  – объем раствора.

## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Определение концентрации растворов кислот или щелочей*

Определите по ареометру плотность испытуемого раствора (раствор выбирает преподаватель). По полученной плотности найдите в табл. П.2.1 Приложения 2 процентное содержание вещества в растворе. Если плотность, определенная опытным путем, отличается от ее табличных значений, то воспользуйтесь методом интерполяции (определение искомой величины по двум известным крайним).

Сущность метода интерполяции можно объяснить на следующем примере. Плотность раствора соляной кислоты по ареометру составляет 1,128 г/см<sup>3</sup>. По табличным данным ближайшие значения плотности будут составлять: 1,121 г/см<sup>3</sup>, что соответствует 24 % HCl, и 1,142, что соответствует 28 % HCl.

Эти плотности отличаются на величину 1,142 – 1,121 = 0,021, а процентное содержание – на 28 – 24 = 4 %.

Разница между плотностью, полученной по ареометру, и плотностью раствора кислоты с меньшей концентрацией составляет 1,128 – 1,121 = 0,007.

Разница в плотности 0,021 соответствует увеличению процентного содержания на 4 %, а разница в плотности 0,007 соответствует  $x$ .

Решив пропорцию:

$$0,021 - 4 \%;$$

$$0,007 - x \%,$$

получим значение  $x = 1,33 \%$ .

Искомое процентное содержание HCl в растворе составит:  
 $24 + 1,33 = 25,33 \%$ .

Если же не требуется большой точности, то, измерив плотность раствора ареометром, из табл. П.2.1. Приложения 2 берут ближайшее к ней значение плотности и соответствующую ему процентную концентрацию.

По процентному содержанию вещества в растворе найдите его молярную и нормальную концентрации.

### **Опыт № 2**

#### ***Приготовление 20%-го раствора хлорида натрия массой 50 г***

Вычислите, какая масса хлорида натрия требуется для приготовления 20%-го раствора массой 50 г. Затем взвесьте в предварительно взвешенном стаканчике эту массу соли с точностью до 0,01 г.

Рассчитайте, какой объем воды необходим для растворения взятой навески и отмерьте этот объем. Растворите в нем взвешенную соль. Определите молярную и нормальную концентрации полученного раствора хлорида натрия.

### **Опыт № 3**

#### ***Приготовление 0,1 М раствора HCl***

Налейте в стеклянный цилиндр соляную кислоту (10%-й концентрации) и определите ее плотность ареометром. По табл. П.2.1 Приложения 2 найдите точный массовый процент кислоты. Рассчитайте, какой объем этой кислоты нужно взять для приготовления 100 мл 0,1 М раствора. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объем кислоты. В мерную колбу емкостью 100 мл поместите 50 мл дистиллированной воды и через воронку прилейте при перемешивании кислоту. Воронку уберите, предварительно сполоснув ее водой, а в колбу добавьте дистиллированную воду, доведя уровень жидкости до метки. Закройте колбу пробкой и перемешайте полученный раствор. Запишите расчеты в лабораторный журнал.

### **Опыт № 4**

#### ***Изменение температуры при растворении веществ***

В две пробирки налить до 1/3 их вместимости дистиллированной воды и измерить ее температуру. В первую пробирку насыпать

около 1 г кристаллического нитрата аммония, растворить его при перемешивании и измерить температуру. Во вторую пробирку положить 2–3 кусочка гидроксида натрия и после растворения определить температуру раствора. Сделать вывод о тепловом эффекте растворения твердых веществ.

### Контрольные вопросы и задания

1. Что такое раствор? Что называется растворителем? Какие явления сопровождают растворение?
2. Какие растворы называют насыщенными, пересыщенными?
3. Какие способы численного выражения численного состава растворов существуют?
4. Определите массовую долю соли в растворе, если в воде массой 800 г растворили хлорид калия массой 100 г.
5. Сколько нужно взять соли и воды, чтобы приготовить 170 мл 15%-го раствора  $\text{CaCl}_2$ ?
6. Какова молярность раствора, в 400 мл которого содержится 2,24 г КОН?
7. Вычислите процентное содержание  $\text{HNO}_3$  в растворе, имеющем плотность 1,31 г/мл, а нормальность –10,4н.
8. Вычислите нормальность 14%-го раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  с плотностью 1,076 г/мл.

## Лабораторная работа № 5

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

**Цель работы:** изучить важнейшие окислители и восстановители, их влияние на протекание химических процессов; освоить составление схем электронного баланса окислительно-восстановительных реакций.

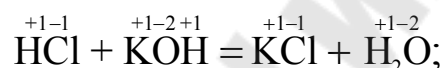
#### Теоретическая часть

Все многообразие реакций можно разделить на две группы.

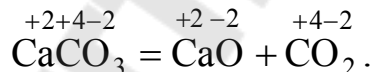
1. Реакции, протекающие без изменения степени окисления реагирующих веществ.

К ним относятся:

а) реакции обмена:

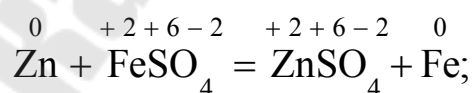


б) некоторые реакции соединения и разложения:

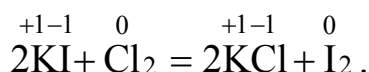
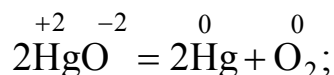


2. Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ:

а) реакции замещения:



б) некоторые реакции соединения и разложения:



**Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)** называют такие реакции, в которых изменяются степени окисления реагирующих веществ.

При изучении химических реакций необходимо различать понятия «валентность элемента» и «степень окисления» его атома.

**Валентностью элемента** называют свойство его атомов присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Валентность атома определяют числом всех его связей с другими атомами. Например, в соединениях HCl и HClO валентность хлора равна единице (H–Cl, H–O–Cl).

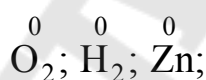
**Степень окисления атома в молекуле** – это условный электрический заряд, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному атому.

Для определения степени окисления атомов в химических соединениях следует руководствоваться следующими положениями:

а) атомы кислорода в соединениях проявляют степень окисления  $-2$  (за исключением фторокислорода  $OF_2$  и пероксидов металлов  $Me_2O_2$ , в которых степень окисления кислорода равна, соответственно,  $+2$  и  $-1$ );

б) атом водорода в соединениях проявляет степень окисления  $+1$  (за исключением гидридов металлов  $MeH$ , в которых степень окисления водорода равна  $-1$ );

в) степень окисления атомов в молекулах простых веществ равна  $0$ , например:



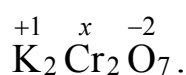
г) молекула простого и сложного вещества электронейтральна, т. е. суммы положительных и отрицательных зарядов в ней равны;

д) степени окисления постоянны у щелочных металлов ( $+1$ ) и у щелочноземельных ( $+2$ );

е) степень окисления неизвестного атома вычисляется через известные степени окисления других атомов.

**Пример.** Определить степень окисления хрома в молекуле  $K_2Cr_2O_7$ .

**Решение**



Из условия электронейтральности молекулы составляем уравнение:

$$2 \cdot 1 + 2 \cdot x - 2 \cdot 7 = 0;$$

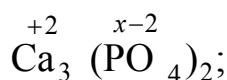
$$2x = 14 - 2;$$

$$2x = 12; x = 6.$$

Степень окисления хрома равна +6.

**Пример.** Определить степень окисления фосфора в молекуле  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**Решение**



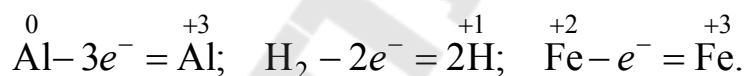
$$2 \cdot 3 + (x - 2 \cdot 4) \cdot 2 = 0;$$

$$2x = 10; x = 5.$$

Степень окисления фосфора равна +5.

Современная теория окислительно-восстановительных реакций основана на следующих положениях.

1. *Процесс окисления* заключается в отдаче окисляющимся веществом электронов; степень окисления при этом повышается, например:

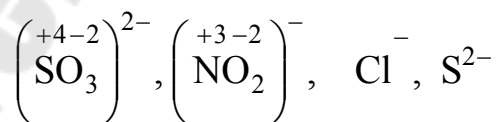


Атомы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**.

*Типичными восстановителями* являются:

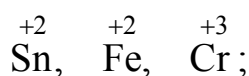
а) элементы IA и IIA групп;

б) простые и сложные анионы, в которых более электроотрицательный элемент не имеет предельной степени окисления:



и т. д.;

в) катионы с промежуточной степенью окисления, которая может возрастать:

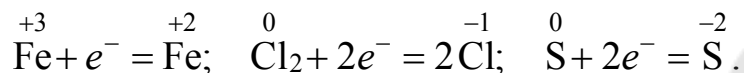


г) некоторые вещества при высоких температурах:



C, CO, H<sub>2</sub>.

2. Процесс восстановления заключается в присоединении электронов восстанавливаемому веществу, степень окисления при этом понижается, например:

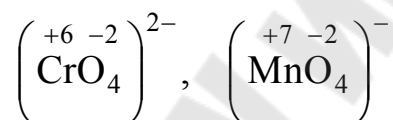


Атомы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями.

Типичными окислителями являются:

а) простые вещества, атомы которых обладают большой электроотрицательностью (элементы VIA, VIIA групп), например, фтор, кислород, хлор;

б) простые катионы с высокой степенью окисления, например,  $\overset{+4}{\text{Sn}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Fe}}$  и сложные анионы, в которых менее электроотрицательный элемент проявляет высшую степень окисления:



и т. д.;

в) пероксиды металлов BaO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> и др.

3. Окисление невозможно без одновременно протекающего восстановления, и наоборот.

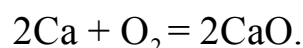
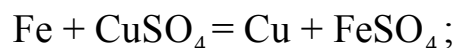
**Число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем.**

### Классификация окислительно-восстановительных реакций

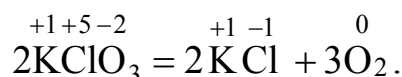
Все ОВР делятся на три группы:

Окислительно-восстановительные реакции:

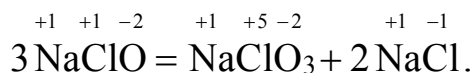
1. Реакции *межатомного* и *межмолекулярного* окисления–восстановления. В этих реакциях обмен электронами происходит между различными атомами и молекулами:



2. Реакции *внутримолекулярного* взаимодействия, когда и окислитель, и восстановитель находятся в одной молекуле:



3. Реакции *самоокисления–самовосстановления* (диспропорционирования), когда атомы одного и того же элемента внутри данной молекулы взаимно окисляют и восстанавливают друг друга:



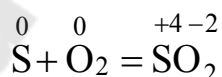
### Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

Для составления уравнений химических реакций необходимо знать формулы исходных и получающихся в результате реакций веществ. Продукты реакции устанавливаются либо экспериментально, либо на основании известных свойств элементов. В исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковое число одних и тех же атомов (закон сохранения массы вещества).

Для составления уравнений ОВР обычно пользуются методом электронного баланса.

#### *Метод электронного баланса*

Этот метод заключается в определении степеней окисления атомов, подвергающихся окислению и восстановлению, с последующим сведением электронного баланса, например, в реакции:

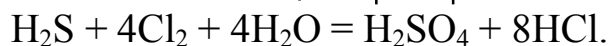
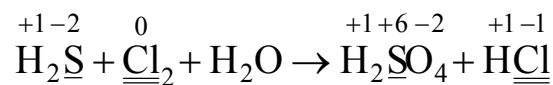


окисление серы сопровождается отдачей четырех электронов и присоединением их к кислороду. Этот процесс перераспределения электронов может быть выражен электронными уравнениями:



При окислении–восстановлении должен соблюдаться баланс отданных и присоединенных электронов. Для сбалансирования отданных и присоединенных электронов справа (или слева) от электронного

уравнения проставляют множители, являющиеся основными коэффициентами уравнения:

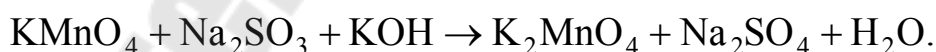
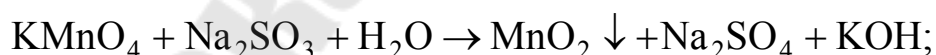


## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Окислительные свойства перманганата калия $\text{KMnO}_4$ в различных средах*

Налейте в три пробирки по 1 капле раствора перманганата калия. Добавьте в одну из них 3–4 капли раствора серной кислоты, в другую – столько же дистиллированной воды, а в третью – столько же раствора гидроксида калия. Затем внесите во все три пробирки по 2–3 микрошпателя сульфита натрия. Наблюдайте обесцвечивание раствора перманганата калия в первой пробирке, выпадение бурого осадка – во второй и позеленение раствора – в третьей. Объясните наблюдаемые явления:

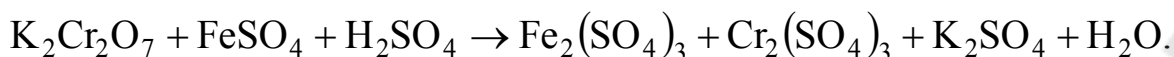


Расставьте коэффициенты в уравнениях, используя метод электронного баланса. Отметьте, как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия.

### Опыт № 2

#### *Окислительные свойства дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$*

Внесите в пробирку 5–6 капель раствора дихромата калия, добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты и 2–3 микрошпателя сульфата железа (II). Объясните переход оранжевой окраски раствора в зеленую:



Расставьте коэффициенты в уравнении, используя метод электронного баланса.

### Опыт № 3

#### *Окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты $\text{HNO}_2$*

Внесите в пробирку 5–6 капель водного раствора йодида калия, добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты и 2–3 капли нитрита натрия. Наблюдайте выделение свободного йода и пузырьков газа:



Внесите в пробирку 1 каплю водного раствора перманганата калия, добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты и 2–3 капли нитрита натрия. Наблюдайте обесцвечивание раствора:



Расставьте коэффициенты в уравнениях, используя метод электронного баланса.

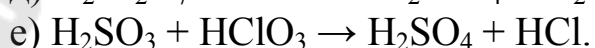
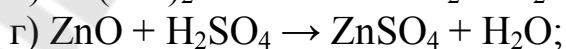
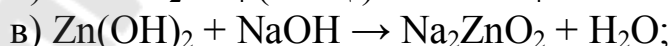
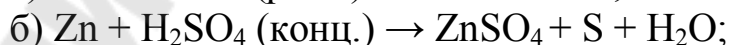
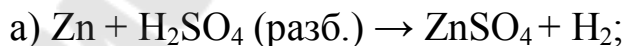
### Контрольные вопросы и задания

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? В чем заключается сущность окисления и восстановления?

2. Как изменяются при движении слева направо окислительные и восстановительные свойства элементов, находящихся в одном и том же малом периоде?

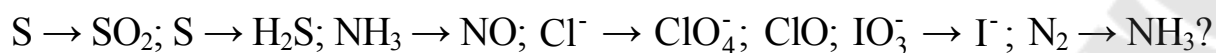
3. Какую роль играет среда в окислительно-восстановительных процессах?

4. Какие из указанных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:



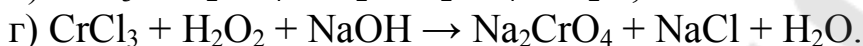
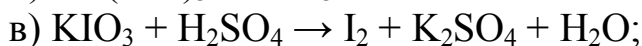
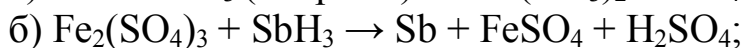
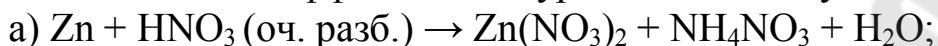
Ответ мотивируйте. В окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель.

5. Окисление и восстановление происходит при переходах:

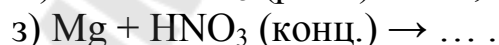
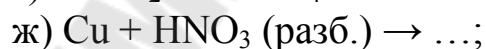
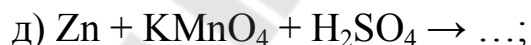
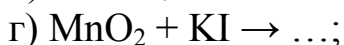
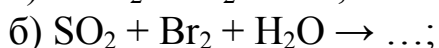
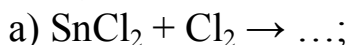


Сколько электронов принимает участие в указанных переходах?

6. Расставьте коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



7. Допишите и уравняйте следующие окислительно-восстановительные реакции:



*Лабораторная работа № 6*  
**ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПРОЦЕССЫ.  
ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ**

**Цель работы:** изучить электрохимический ряд напряжений металлов и процессы, происходящие при взаимодействии металлов друг с другом и с различными химическими соединениями; ознакомиться с работой гальванического элемента и процессами, протекающими на электродах.

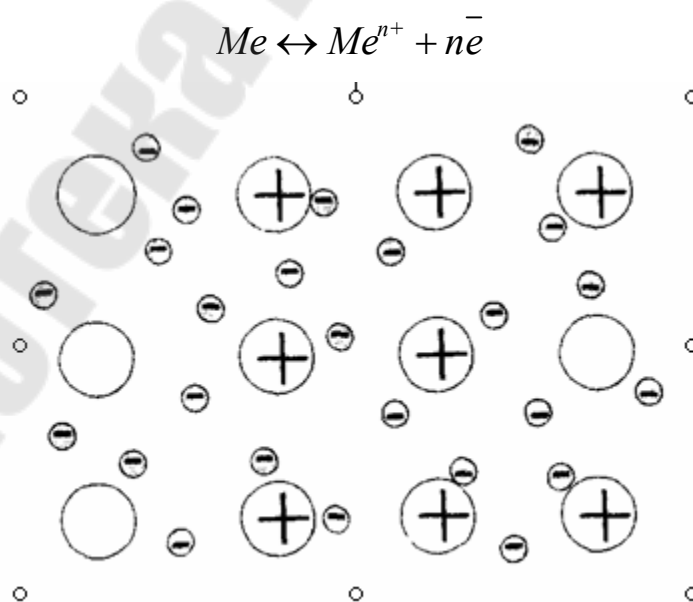
**Теоретическая часть**

Химические процессы, сопровождающиеся появлением электрического тока или вызываемые подведенной извне электрической энергией, называются **электрохимическими**.

**Гальванический элемент** – это система, в которой химическая энергия окислительно-восстановительных процессов превращается в электрическую энергию, т. е. протекание химических процессов вызывает появление электрического тока.

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

Как известно, кристалл любого металла можно представить как равновесную систему, состоящую из атомов, ионов и электронов (рис. 6.1).



*Рис. 6.1. Схема кристалла металла*

Если металл привести в контакт с водой, то полярные молекулы воды вступят во взаимодействие с катионами поверхностного слоя металла. В результате катионы будут отторгнуты от кристаллической решетки металла и перейдут в раствор в гидратированном состоянии (рис. 6.2). В массе металла при этом будут оставаться электроны, которые создают в пограничном с жидкостью слое металла отрицательный электрический заряд.

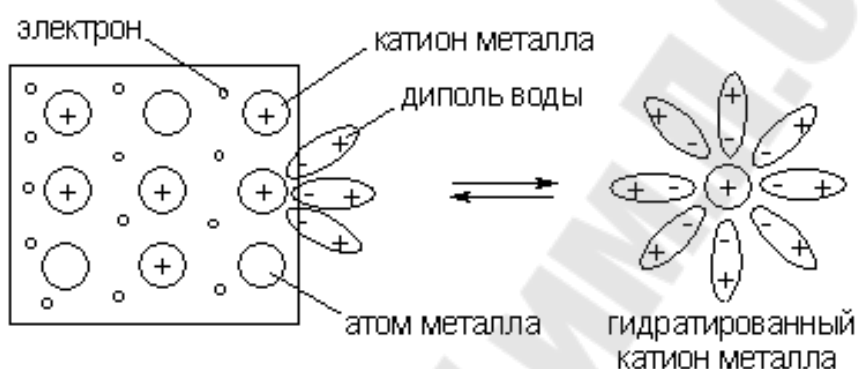
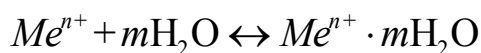


Рис. 6.2. Взаимодействие металла с водой

Перешедшие в раствор ионы  $Me^{n+}$  в непосредственной близости к его поверхности создают положительный электрический заряд. В результате образуется двойной электрический слой, имеющий диффузионное строение (рис. 6.3).

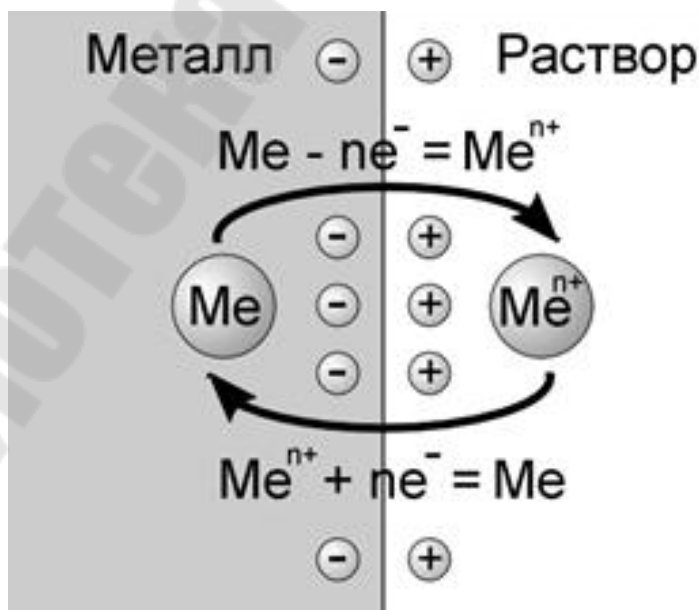


Рис. 6.3. Двойной электрический слой

Способность посылать ионы в раствор различна у различных металлов. Она зависит от количества энергии, необходимой для отрыва иона от кристаллической решетки металла, и количества энергии, выделяющейся при гидратации иона.

Отрицательные и положительные заряды на границе «металл – жидкость» обуславливают возникновение в пограничной области разности потенциалов, которую называют **электродным потенциалом металла**.

По мере перехода ионов в водную среду увеличивается отрицательный заряд металла и положительный заряд раствора, поэтому у поверхности металла все чаще и чаще катионы металла притягиваются обратно на металлическую пластину. Быстро наступающее равновесие можно изобразить следующей схемой:



где  $(Me^{n+} \cdot n\bar{e})$  – атом металла в кристаллической решетке;  $[Me^{n+} \cdot mH_2O]$  – гидратированный ион металла в растворе;  $n$  – валентность металла.

Если погрузить металл не в воду, а в раствор его соли, то активные металлы сохраняют способность посылать свои катионы в раствор, т. е. пластинка металла по-прежнему заряжается отрицательно. При погружении малоактивного металла в раствор с большой концентрацией ионов этого металла часть этих ионов будет переходить из раствора в кристаллическую решетку металла, заряжая его положительно (рис. 6.4).

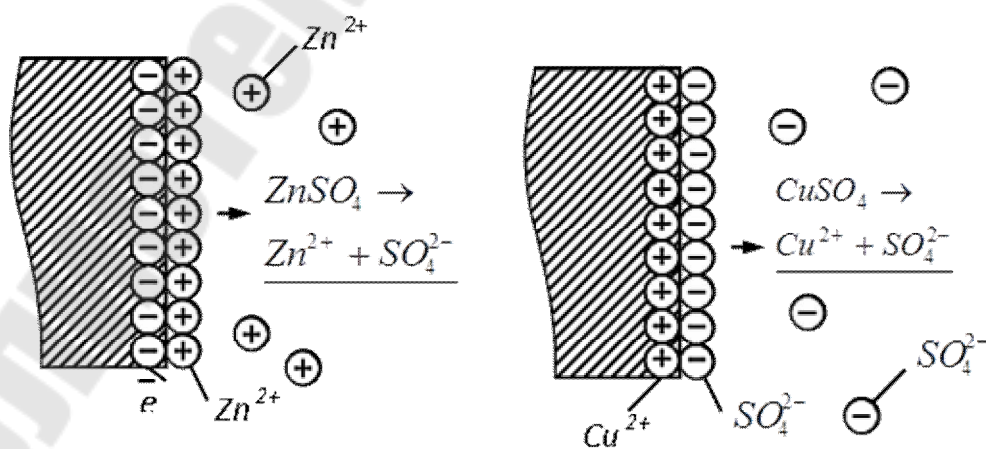


Рис. 6.4. Взаимодействие металлов с растворами солей



В этом случае также на границе «металл – раствор» возникает двойной электрический слой, а значит, и определенная разность потенциалов. Величина возникающего электродного потенциала зависит от свойств металла, концентрации ионов данного металла в растворе и от температуры. Однако измерить абсолютные значения электродных потенциалов не удастся. Поэтому их измеряют, сравнивая с другим таким же электродным потенциалом, величину которого условно принимают за нуль. В качестве электрода-эталоны обычно используют водородный электрод (рис. 6.5). Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, покрытую рыхлым слоем мелкодробленой платины и опущенную в 2н раствор  $H_2SO_4$ , имеющий активную концентрацию ионов водорода  $[H^+]$ , равную 1 моль/л. Через этот раствор под давлением 1 атм при температуре  $25\text{ }^\circ\text{C}$  ( $298\text{ K}$ ) пропускают газообразный водород, который в большом количестве адсорбируется платиной, в результате чего металлическая поверхность уподобляется поверхности твердого водорода. Газообразный водород, растворяясь в платине, частично диссоциирует на атомы в результате каталитического процесса, и в поверхностном слое устанавливается равновесие  $H_2 \leftrightarrow 2H$ .

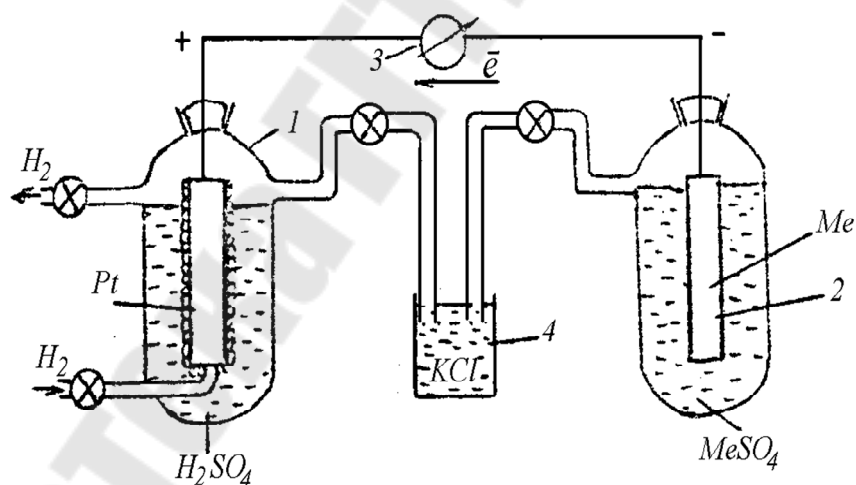


Рис. 6.5. Схема гальванического элемента для измерения стандартного электродного потенциала металла:

1 – стандартный водородный электрод; 2 – изучаемый металл; 3 – гальванометр; 4 – электролитический мостик

В свою очередь, на границе «электрод – раствор» существует равновесие  $H \leftrightarrow H^+ + e^-$ . Катионы водорода переходят в раствор, а сам электрод заряжается отрицательно.

Возникающую при равновесии разность потенциалов между стандартным водородным электродом и раствором  $\text{H}_2\text{SO}_4$  называют потенциалом стандартного водородного электрода  $E_{\text{H}_2/2\text{H}^+}^0$  и условно принимают за нуль.

Для измерения электродных потенциалов составляют гальванический элемент, в котором одним электродом является взятый металл, опущенный в раствор его соли с концентрацией катионов  $[\text{Me}^{n+}] = 1$  моль/л, а другим электродом – стандартный водородный электрод. Разность потенциалов между этим металлом и стандартным водородным электродом называется **стандартным потенциалом металла** ( $E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$ ).

Располагая металлы в порядке возрастания их  $E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$ , получают электрохимический ряд напряжений металлов.

Ряд напряжений металлов характеризует химические свойства металлов:

1. Чем меньшую алгебраическую величину  $E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$  имеет металл, тем он химически активнее, т. е. легче окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов.

2. Каждый металл этого ряда, не разлагающий воду, способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые стоят после него в ряду напряжений, т. е. имеют большую алгебраическую величину  $E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$ .

3. Водород может быть вытеснен из растворов кислот (кроме  $\text{HNO}_3$ ) только теми металлами, которые имеют отрицательные значения  $E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$ , т. е. стоят до него в ряду напряжений.

Электродный потенциал металла, погруженного в раствор его соли с концентрацией катионов  $[\text{Me}^{n+}]$ , не равной 1 моль/л, вычисляют по **уравнению Нернста**:

$$E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 = E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+} \cdot m\text{H}_2\text{O}], \quad (6.2)$$

где  $n$  – число электронов, участвующих в процессе;  $[\text{Me}^{n+} \cdot m\text{H}_2\text{O}]$  – равновесная концентрация катионов металла в растворе.

**Пример.** Определить электродный потенциал цинковой пластины, погруженной в 0,001 М раствор  $\text{ZnSO}_4$ . Стандартный электродный потенциал цинка равен  $-0,76$  В:

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,76 + \frac{0,059}{2} (-3) = -0,878 \text{ В.}$$

Гальванический элемент образуют обычно два различных металла, погруженные в растворы их солей и отделенные друг от друга пористой перегородкой. Возникновение электрического тока в нем обусловлено разностью электродных потенциалов этих металлов. Рассмотрим принцип работы медно-цинкового гальванического элемента (рис. 6.6).

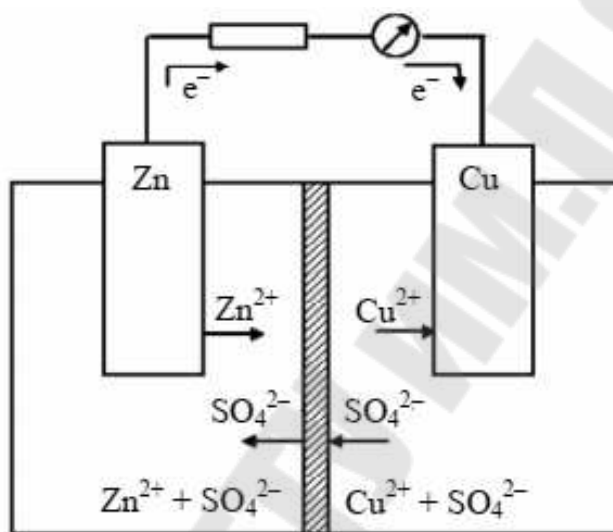


Рис. 6.6. Схема медно-цинкового гальванического элемента

Состояние равновесия для электродов выражается уравнениями:



Способность растворяться у цинка больше, чем у меди, поэтому и концентрация избыточных электронов на цинковом электроде будет больше. Если соединить электроды внешним проводником, то электроны с цинковой пластинки будут переходить на медную. Этот переход электронов нарушит равновесие (6.1) и новые ионы цинка перейдут в раствор, а на медном электроде будут восстанавливаться ионы меди из раствора ее соли:



$Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$  – ионное уравнение реакции;

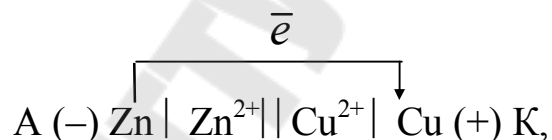
$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$  – молекулярное уравнение реакции  
в гальваническом элементе.

Однако, если сосуды с растворами не соединены, то в растворе  $ZnSO_4$ , будут накапливаться катионы  $Zn^{2+}$ , а в растворе  $CuSO_4$  – анионы  $SO_4^{2-}$ , что препятствует дальнейшему протеканию процесса (явление концентрационной поляризации). Во избежание этого оба раствора соединяют трубкой, заполненной раствором электролита, либо разделяют пористой перегородкой, способной пропускать ионы.

Электрод, на котором протекает процесс окисления (в данном случае цинк), называют **анодом** и обозначают буквой **А**. Он является источником электронов, поступающих во внешнюю цепь (для внешней цепи цинк является катодом).

Электрод, на котором происходит восстановление, называется **катодом К**. В рассматриваемом элементе катодом является медный электрод (для внешней цепи «медь – анод»).

Гальванический элемент изображается схемой, например:



где одна черта обозначает границу раздела между электродом и раствором; две черты – границу между растворами; в скобках – знаки полюсов, причем анод записывается слева, а катод – справа.

**Электродвижущая сила (ЭДС)  $E$**  любого гальванического элемента равна разности электродных потенциалов составляющих его металлов. ЭДС – всегда положительная величина. При ее вычислении из потенциала катода вычитают потенциал анода, т. е. из более положительного потенциала вычитают менее положительный.

Например, ЭДС  $E$  медно-цинкового элемента, в котором эти металлы погружены в одномолярные растворы их солей, равна разности между стандартными потенциалами меди (катода) и цинка (анода), т. е.

$$E = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn}^{2+} = +0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ В.}$$

Очевидно, что чем дальше расположены друг от друга в ряду напряжений два данных металла, тем большую ЭДС будет иметь составленный из них гальванический элемент.

Если электроды погружены в растворы их солей, концентрации которых отличаются от 1 моль/л, ЭДС такого элемента вычисляют как разность потенциалов катода и анода, рассчитанных по формуле Нернста (10.2).

**Пример.** Определить ЭДС гальванического элемента, составленного из цинка, опущенного в 0,01 М раствор  $ZnSO_4$ , и серебра, погруженного в 0,001 М раствор  $AgNO_3$ .

### Решение

1. Определяют по уравнению Нернста потенциалы цинкового и серебряного электродов:

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,819 \text{ В (анод);}$$

$$E_{Ag/Ag^+} = +0,80 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-3} = 0,623 \text{ В (катод).}$$

2. Вычисляют ЭДС гальванического элемента:

$$E = E_{Ag/Ag^+}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0 = 0,623 - (-0,819) = 1,442 \text{ В.}$$

Величины ЭДС работающих гальванических элементов обычно меньше, чем рассчитанные, вследствие торможения протекающих электродных процессов. Торможение анодного процесса приводит к тому, что на аноде накапливаются ионы металла и потенциал анода становится менее отрицательным. Торможение катодного процесса вызывает накопление электронов и потенциал катода становится менее положительным.

Изменение потенциалов электродов при работе гальванического элемента называется **поляризацией**.

Наибольшее значение имеет торможение катодного процесса или **катодная поляризация**.

Процесс восстановления окислителя на катоде снимает с него избыточные электроны и тем самым уменьшает поляризацию. Этот процесс называется **катодной деполяризацией**. Окислители, принимающие электроны на катоде, являются **катодными деполяризаторами**.

Наиболее распространенными деполяризаторами являются:

1. Катионы металлов, например:  $Cu^{2+}$ :  $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$ .
2. Катионы водорода:  $2H^+ + 2\bar{e} = 2H \rightarrow H_2$ .
3. Диоксид марганца:  $MnO_2 + H_2O + \bar{e} \rightarrow MnOОН + OH^-$ .

## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Вытеснение водорода из разбавленных кислот металлами*

В четыре пробирки налейте по 0,5 мл соляной кислоты и в одну пробирку поместите кусочек железа, в другую – цинка, в третью – меди, в четвертую – магния. Какие металлы реагируют с кислотой? Объясните наблюдаемый эффект, пользуясь рядом напряжений металлов. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Укажите в рабочем журнале, как будет действовать разбавленная серная кислота на эти же металлы?

### Опыт № 2

#### *Вытеснение одних металлов другими из растворов солей*

В три пары пробирок налейте по 2–3 мл 0,5н растворов солей цинка, железа (II) и меди (II).

В пробирки с растворами солей железа и меди поместите по 1–2 гранулы цинка. Что происходит с поверхностью цинка? Напишите уравнения реакций.

В пробирки с растворами солей меди и цинка поместите очищенные железные опилки. Из каких растворов солей железо вытесняет металл? Напишите уравнения реакций.

В пробирки с растворами солей железа и цинка поместите медные стружки. Наблюдается ли вытеснение медью железа и цинка из растворов их солей?

Результаты наблюдений занесите в табл. 6.1: поставьте в таблице плюс (+), если катион вытесняется из раствора, и минус (–), если реакция не происходит.

Таблица 6.1

Форма записей результатов наблюдений

Металлы	Соли		
	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
Цинк	–		
Железо		–	
Медь			–

### Опыт № 3

#### Гальванический элемент с деполяризатором – катионом металла

Соберите прибор, изображенный на рис. 6.7.

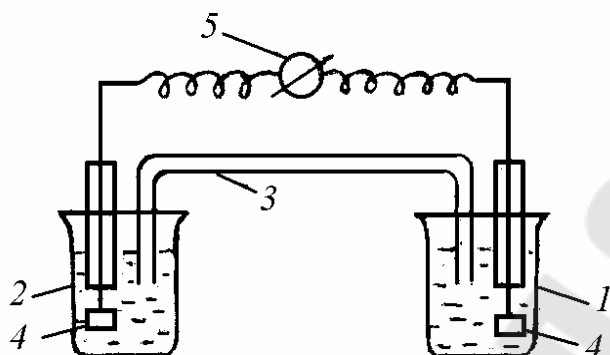


Рис. 6.7. Гальванический элемент:  
1, 2 – стаканы; 3 – электролитический мостик;  
4 – электроды; 5 – гальванометр

Один из батарейных стаканов наполните на  $\frac{2}{3}$  объема 1 М раствором сульфата меди и опустите в него медную пластинку, а второй – 1 М раствором сульфата цинка и опустите в него цинковую пластинку. Стаканы соедините электролитическим мостиком, заполненным раствором хлорида калия в агар-агаре. Обе пластинки соедините проводником с гальванометром. Наблюдайте отклонение стрелки гальванометра. Составьте схему гальванического элемента, укажите процессы, происходящие на электродах при его работе.

### Контрольные вопросы и задания

1. Объясните устройство и принцип действия гальванического элемента на примере элемента Якоби–Даниэля.
2. Какие из нижеприведенных металлов будут растворяться в разбавленных соляной и серной кислотах: Hg, Fe, Mg, Zn, Ag? Дайте объяснение и приведите уравнения соответствующих реакций.
3. Будут ли реагировать с разбавленной серной кислотой цинк, медь, магний? Приведите уравнения возможных реакций.
4. Будет ли реагировать цинк с растворами хлорида калия, нитрата меди, сульфата железа, нитрата серебра?
5. Составьте схему работы и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в растворы их солей с концентрацией 0,01 М.

6. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из никеля, погруженного в растворы своей соли с концентрацией 1 М; 0,1 М и 0,001 М.

7. Определите ЭДС гальванических элементов:

а)  $\text{Mg}(\text{MgSO}_4)(1 \text{ M}) \parallel \text{FeSO}_4(1 \text{ M})\text{Fe}$ ;

б)  $\text{Fe}(\text{FeSO}_4)(1 \text{ M}) \parallel \text{CuSO}_4(1 \text{ M})\text{Cu}$ .

Какие реакции проходят на электродах этих элементов?

Укажите катод и анод.

8. Вычислите ЭДС гальванических элементов, состоящих из:  
а) медного и магниевого электродов; б) медного и цинкового электродов. Составьте схемы элементов.



## Лабораторная работа № 7

### ЭЛЕКТРОЛИЗ, ЕГО ПРИМЕНЕНИЕ В ТЕХНИКЕ

**Цель работы:** ознакомиться с основными процессами электролиза с нерастворимыми и растворимыми электродами.

#### Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита, называются **электролизом**.

При электролизе используют два вида электродов:

1) инертные электроды, т. е. нерастворимые, неактивные – электролиз протекает на их поверхности (уголь, графит, Pt, Au, Ag);

2) активные электроды, сами принимают участие в процессе электролиза (растворяются, расходуются при электролизе). Обычно растворимым бывает анод. В качестве активных электродов могут быть металлы неактивные и средней активности. Металлы высокой активности (Li–Al) не могут использоваться в качестве активных электродов.

Подключим к инертным электродам электролитической ванны, заполненной водным раствором  $\text{CuCl}_2$ , источник постоянного электрического тока (рис. 7.1).

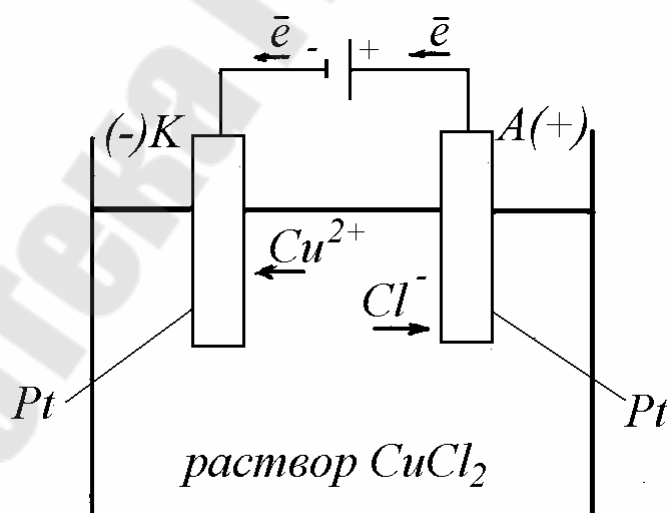


Рис. 7.1. Схема электролиза

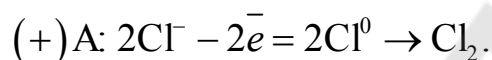
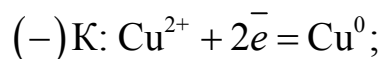
Этот источник тока можно рассматривать как «насос», «перекачивающий» электроны с анода (+) на катод (-). Появление избытка

электронов на катоде и их недостаток на аноде вызывает упорядоченное движение ионов в растворе электролита:

а) положительно заряженные ионы-катионы  $\text{Cu}^{2+}$  перемещаются к катоду;

б) отрицательно заряженные ионы-анионы  $\text{Cl}^-$  перемещаются к аноду.

Это завершается восстановительным процессом на катоде и окислительным – на аноде:

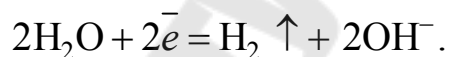


Характер этих процессов определяется в основном природой электролита и электродов.

Так, на катоде могут протекать следующие процессы:

а) восстановление катионов из электролита до нейтральных атомов:  $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$ ;

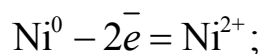
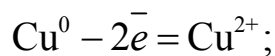
б) восстановление молекул воды:



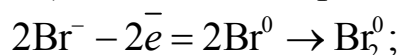
Восстанавливаются в первую очередь катионы, имеющие большую алгебраическую величину электродного потенциала, т. е. менее активные. Играет роль также концентрация ионов в растворе (чем она больше, тем легче катионы восстанавливаются).

На аноде могут протекать следующие процессы:

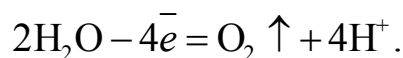
а) растворение (окисление) металла анода. В этом случае электрод называют растворимым:



б) разряд (окисление) анионов электролита:



в) окисление молекул воды:



Легче всего окисляются анионы, имеющие меньшую алгебраическую величину электродного потенциала.

### Электролиз растворов электролитов с нерастворимыми электродами

Особенностью электролиза растворов является наличие в них наряду с ионами электролита молекул воды, которые участвуют в процессах, протекающих на электродах.

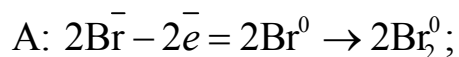
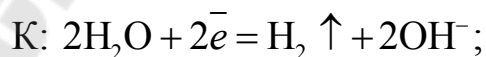
В зависимости от величины электродного потенциала металла и природы солеобразующей кислоты электролиз водных растворов солей металлов протекает по-разному. Необходимо руководствоваться следующими правилами:

1. Из анионов электролитов в первую очередь разряжаются анионы бескислородных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и т. д., кроме  $\text{F}^-$ ), так как приобретенные ими электроны удерживаются слабее, чем собственные электроны кислорода в молекулах воды.

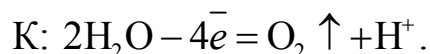
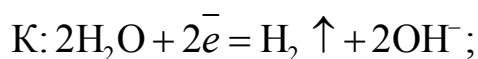
2. Анионы кислородосодержащих кислот ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и т. д.) в присутствии воды не разряжаются: электроны в них связаны прочнее, чем в молекулах воды, которые и разряжаются в первую очередь.

3. Катионы металлов высокой активности, имеющих небольшую ( $-3,02 \dots -1,66$  В) величину электродного потенциала («активные металлы»), в частности, Li–Al, на катоде не восстанавливаются, так как катодный потенциал разряда их больше, чем воды, которая и восстанавливается в первую очередь. Например, электролиз растворов KBr и  $\text{NaNO}_3$  протекает по схемам:

а) KBr:



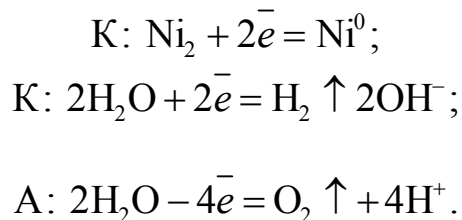
б)  $\text{NaNO}_3$ :



4. Катионы металлов средней активности, расположенных в ряду напряжений после алюминия до водорода (Mn–Pb), восстанавли-

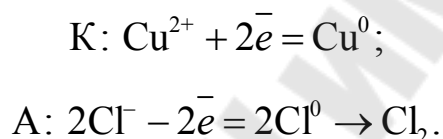
ваются наравне с молекулами воды (вследствие перенапряжения водород как бы смещается в ряду напряжений в область более отрицательных значений электродных потенциалов).

Например, электролиз раствора  $\text{NiSO}_4$  протекает по схеме:



5. Катионы неактивных металлов, имеющих положительные значения электродных потенциалов ( $\text{Cu}-\text{Au}$ ), восстанавливаются в первую очередь, так как имеют меньший, чем у воды, катодный потенциал разряда.

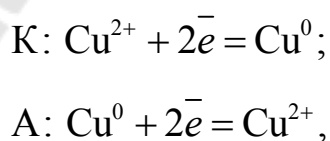
Например, электролиз раствора  $\text{CuCl}_2$  протекает по схеме:



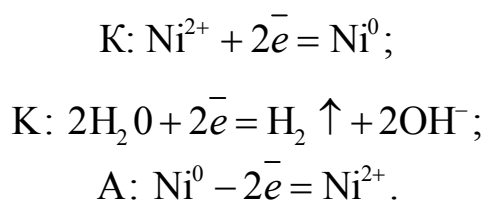
### **Электролиз растворов электролитов с растворимым анодом**

В этом случае источником электронов, поступающих во внешнюю цепь, служат не анионы электролита (как при электролизе с нерастворимыми электродами), а металл анода, который «отдает» электроны источнику постоянного тока, а сам в виде катионов переходит в раствор.

Например, электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$  с медным анодом протекает по схеме:



т. е. металл с анода переносится на катод. Электролиз раствора  $\text{NiSO}_4$  с никелевым анодом протекает по схеме:

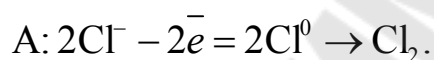
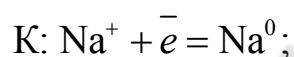


Электролиз растворов с растворимым анодом широко используется в технике (гальваностегия, рафинирование металлов, гальванопластика и др.).

### Электролиз расплавов

Электрический ток, как известно, является наиболее мощным окислителем и восстановителем.

Катионы таких активных металлов, как щелочные, щелочно-земельные, алюминий, не способные восстанавливаться из водных растворов их соединений, в основном могут быть восстановлены из расплавов этих соединений (пироэлектрометаллургический способ получения металлов). Например, при электролизе расплава NaCl протекают следующие процессы:



Так, свободный фтор, анионы которого химическим путем окислить невозможно, получают электролизом расплавов фторидов металлов.

Если электролизу подвергается расплав, содержащий катионы различных металлов, последовательность их восстановления определяется величиной электродных потенциалов этих металлов; в первую очередь восстанавливаются катионы металла, обладающего большим значением электродного потенциала.

### Количественные законы электролиза

Связь между массой выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через электролит электричества определяется двумя законами Фарадея.

1. Массы веществ, выделившихся на электродах при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через электролит, и не зависят от других факторов:

$$m = K_{\text{Э}} \cdot Q = K_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau,$$

где  $K_{\text{Э}}$  – электрохимический эквивалент, равный массе вещества, выделившегося при прохождении 1 кулона электричества;  $I$ ,  $\tau$  – соответственно, сила тока, А, и время, с.

Для выделения 1 эквивалентной массы любого вещества необхо-

димо затратить 96500 Кл. Эту величину называют числом Фарадея  $F$ .

Следовательно,  $K_{\text{Э}} = \frac{m_{\text{Э}}}{F}$ , и масса выделившегося вещества будет равной:

$$m = \frac{m_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{96500},$$

где  $m$  – масса вещества, выделившегося на электроде, г;  $m_{\text{Э}}$  – эквивалентная масса вещества, выделившегося на электроде, г/моль.

2. Одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ:

$$\frac{m_1}{m_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{m_{\text{Э}2}} = \dots = \frac{m_n}{m_{\text{Э}n}}.$$

Если на электродах выделяются газообразные вещества, то объем выделившегося газа:

$$V_0 = \frac{V_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{96500},$$

где  $V_{\text{Э}}$  – эквивалентный объем газа, л/моль.

Показателем эффективности использования электроэнергии при электролизе является выход по току  $\eta$ :

$$\eta = \frac{m_{\text{ф}}}{m} 100 \% = \frac{m_{\text{ф}} \cdot 96500}{m_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau} 100 \%,$$

где  $m_{\text{ф}}$  – фактически выделившаяся масса вещества, г;  $m$  – теоретически возможная выделившаяся масса вещества, г.

## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Электролиз водного раствора NaCl с нерастворимыми электродами*

Опыт проводят на установке, схема которой показана на рис. 7.2.

В электролизер налейте до половины раствор NaCl, добавьте в анодное и катодное пространства по 2–3 капли индикатора (фенолфталеина). Вставьте в оба колена трубки графитовые электроды и присоедините их к выпрямителю. После этого включите выпрямитель в сеть и пропускайте ток в течение 5 мин. Отметьте изменение окраски в обоих коленах электролизера. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водного раствора NaCl. Что выделится на катоде и аноде? Объясните изменение окраски индикатора в катодном и анодном пространствах электролизера.

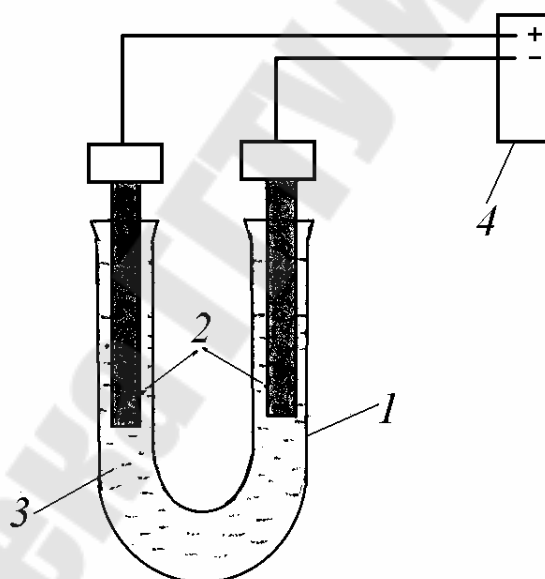


Рис. 7.2. Схема установки для электролиза:

- 1 – электролизер (U-образная трубка); 2 – графитовые электроды;  
3 – раствор электролита; 4 – выпрямитель тока

### Опыт № 2

#### *Электролиз водного раствора соли двухвалентной меди с нерастворимыми электродами*

Заполните электролизер водным раствором  $\text{CuSO}_4$ . В оба колена электролизера опустите графитовые электроды и пропускайте посто-

янный ток в течение 8–10 мин. Наблюдайте появление на катоде налета меди. Что при этом выделяется на аноде? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Омедненный катод оставьте для проведения опыта № 3.

### Опыт № 3

#### *Электролиз раствора сульфата меди с растворимым (медным) анодом*

Присоедините графитовый электрод к отрицательному полюсу выпрямителя. Этот электрод является катодом. В качестве анода используйте омедненный угольный электрод предыдущего опыта. Присоедините его к положительному полюсу выпрямителя. Пропускайте ток в течение 8–10 мин. Что при этом наблюдается? Какие процессы протекают у анода и катода? Напишите уравнения реакций.

### Контрольные вопросы и задания

1. Что называется электролизом?
2. Сформулируйте 3 правила катодного восстановления и 2 правила анодного окисления электролиза с нерастворимыми электродами.
3. В чем отличие процессов электролиза с нерастворимыми и растворимыми электродами?
4. Составьте схемы электролиза с нерастворимыми электродами водных растворов следующих солей:  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ .
5. В какой последовательности будут выделяться на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  и  $\text{Cu}^{2+}$ ?



## Лабораторная работа № 8

# КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

**Цель работы:** ознакомиться с процессами, происходящими при электрохимической коррозии, и некоторыми способами защиты металлов от коррозии.

### Теоретическая часть

**Коррозией** называется химическое или электрохимическое разрушение металлов и сплавов в результате их взаимодействия с окружающей средой. Коррозионными процессами являются ржавление железа на воздухе, разрушение подводных и подземных металлических конструкций и коммуникаций, разъедание металлов кислотами и т. д.

Коррозия протекает самопроизвольно, так как энергия, затраченная на получение металлов из природных соединений, накапливается в них как свободная энергия Гиббса  $\Delta G$ . Свободная энергия Гиббса делает металлы химически активными веществами, переходящими в результате взаимодействия с окружающей средой в состояние положительно заряженных ионов:



В основе коррозионного разрушения металлов лежат сложные физико-химические процессы, протекающие на границе металла с внешней средой.

По характеру коррозионных разрушений металлов различают следующие виды коррозии: 1) равномерная; 2) пятнистая; 3) точечная; 4) межкристаллитная; 5) растрескивающаяся; 6) селективная (рис. 8.1).

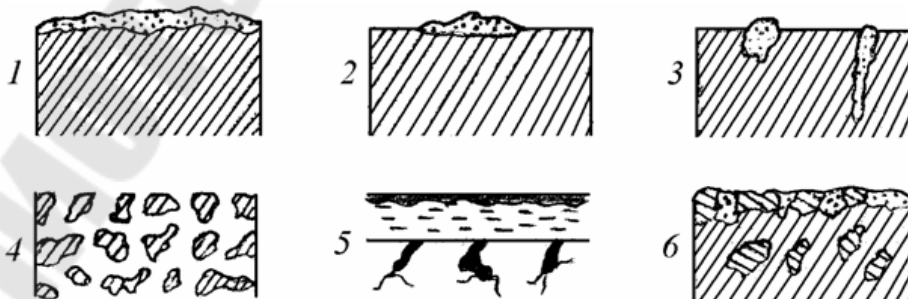


Рис. 8.1. Виды коррозии:

1 – равномерная; 2 – пятнистая; 3 – точечная;  
4 – межкристаллитная; 5 – растрескивающаяся; 6 – селективная

По механизму протекания различают два основных типа коррозии: 1) химическую; 2) электрохимическую.

### **Химическая коррозия**

Химическая коррозия протекает в средах, не проводящих электрический ток, и может быть газовой или жидкостной. Химическая газовая коррозия вызывается действием на металл сухих газов:  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$  и т. д. Она протекает на сухой поверхности металла и особенно интенсивно при повышенной температуре. Химической газовой коррозии подвергаются электронагревательные устройства, лопасти турбин, котельные установки, арматура топок, печей и т. д. Скорость коррозии зависит от температуры и состава газовой среды, состояния поверхности металла (пыльная и шероховатая поверхность разрушается интенсивнее) и др. Например, газовая коррозия углеродистой стали при 300–600 °С сопровождается образованием пористого слоя окалины, состоящей из оксидов  $FeO$ ,  $Fe_2O_3$  и  $Fe_3O_4$ , которая не препятствует дальнейшему протеканию коррозии. В этом случае возможно протекание реакции обезуглероживания стали:  $Fe_3C + O_2 = 3Fe + CO_2 \uparrow$ , что приводит к потере прочности. Химической газовой коррозии в меньшей степени подвергаются алюминий, титан и хром, так как на поверхности этих металлов имеются очень плотные и эластичные оксидные пленки. Разрушение этих пленок может быть вызвано действием агрессивных ионов с очень малым радиусом, например,  $Cl^-$ .

Химическая жидкостная коррозия металлов протекает в жидких неэлектролитах: бензоле, толуоле, четыреххлористом углероде, жидких топливах (мазут, керосин, бензин, нефть) и т. д. Коррозия в неэлектролитах сводится к химической реакции металла с активным компонентом. Известно, например, что в нефти и продуктах ее перегонки содержится до 5 % серы и ее соединений, активно взаимодействующих с металлами. Так, при химической жидкостной коррозии стали коррозионное разрушение может быть вызвано сероводородом по уравнению  $H_2S + Fe = FeS + H_2 \uparrow$ .

### **Электрохимическая коррозия**

Электрохимическая коррозия металлов протекает в средах, проводящих электрический ток. Большинство коррозионных процессов носит электрохимический характер, например, коррозия металлов в

атмосферных условиях, коррозия металлических конструкций, находящихся в земле, грунтовых водах, морской воде и т. д.

*Основные условия возникновения электрохимической коррозии:*

- 1) химическая неоднородность металла;
- 2) контакт различных металлов;
- 3) различный доступ кислорода к поверхности металла или сплава;
- 4) наличие неоднородных оксидных пленок, смазки и пыли на поверхности детали;
- 5) различные температуры, скорости движения электролита у поверхности металла.

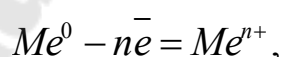
*Различают следующие виды электрохимической коррозии:*

- 1) гальванокоррозия;
- 2) электрокоррозия.

### Гальванокоррозия

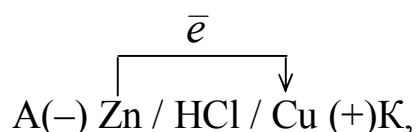
Гальванокоррозия возникает не только при контакте двух различных металлов в среде электролита (макрокоррозия), но и на различных участках одного и того же металла при наличии примесей (микрокоррозия). Согласно теории электрохимической коррозии, при соприкосновении двух металлов с раствором электролита или одного металла с примесями на поверхности возникает макрогальванический элемент (макрогальванопара) или, соответственно, множество микрогальванических элементов (микрогальванопар).

Металл или участки металла с более отрицательными значениями электродных потенциалов окажутся анодами и будут окисляться:

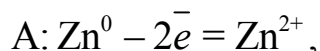


а на металлах (участках металла) с более положительными значениями электродных потенциалов будет происходить восстановление окислителя из окружающей среды.

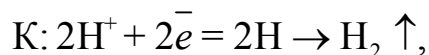
Рассмотрим механизм электрохимической коррозии на примере контактной коррозии, возникающей в результате соприкосновения цинка и меди в растворе HCl. При таком контакте возникает гальванический элемент (гальванопара):



в котором анодом является цинк, так как его стандартный электродный потенциал равен  $-0,76$  В, а  $\text{Cu}$   $+0,34$  В. На аноде происходит процесс окисления:

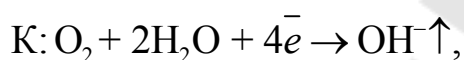


и цинк растворяется. Катодом является медь. На катоде в кислой среде происходит процесс восстановления ионов водорода:



т. е. коррозия с водородной деполяризацией.

В нейтральной и щелочной средах на катоде протекает процесс восстановления кислорода, растворенного в воде:

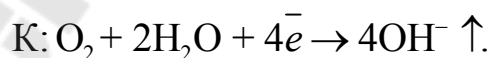


т. е. коррозия с кислородной деполяризацией.

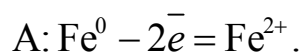
Коррозия с кислородной деполяризацией – самый распространенный случай коррозии (в грунте, атмосфере, нейтральных солевых средах и т. д.).

### Электрокоррозия

**Электрокоррозия** – это электрохимическая коррозия, возникающая под действием блуждающих токов. Источниками блуждающих токов могут быть все источники постоянного тока и все потребители (рельсовые пути трамвайных линий, силовые шины в электролизных цехах и т. д.) вследствие недостаточной их изоляции. Участки входа блуждающего тока в подземное сооружение (катоды) не разрушаются, на них происходит процесс восстановления растворенного в воде кислорода:



В местах выхода блуждающего тока (анодах) подземное сооружение разрушается:



### Защита металлов от коррозии

Меры борьбы с коррозией – актуальная задача современной техники. Главное внимание в борьбе с наиболее распространенным видом коррозии – электрохимической – направлено на то, чтобы ис-

ключить возникновение макро- и микрогальванических пар.

Рассмотрим основные методы защиты металлов от коррозии.

### 1. Защитные покрытия.

Они, в свою очередь, подразделяются на три вида:

а) химические – это искусственно создаваемые пленки различного состава (оксидирование, фосфатирование, цементация, азотирование, цианирование и т. д.);

б) неметаллические – краски, лаки, эмали, покрытие полимерными материалами;

в) металлические – бывают анодные и катодные в зависимости от химической природы металлов.

Если покрытие осуществляют металлом, имеющим меньшее значение стандартного электродного потенциала  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , чем покрываемый металл, то покрытие называется **анодным** (например, оцинкованное железо). При нарушении целостности этого покрытия в присутствии электролита (атмосферная влага, кислоты, соли и т. д.) образуется гальванопара, в которой роль анода играет металл с меньшим значением  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , т. е. цинк. В результате покрытие будет разрушаться, а основной металл (железо) остается защищенным до тех пор, пока не будет разрушен весь защитный слой.

Если же металл покрытия имеет большее значение  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , чем основной металл (т. е. более активный металл покрывают менее активным), то покрытие называют **катодным** (например, луженое железо). При нарушении целостности покрытия разрушается защищаемый металл (железо), а металл покрытия (олово) остается неизменным.

### 2. Воздействие на среду с целью снижения ее коррозионной активности.

Обработку коррозионной среды проводят в основном введением специальных веществ, замедляющих коррозию (ингибиторов). По характеру защитного действия ингибиторы подразделяются на анодные, катодные и органические.

**Анодные ингибиторы** – это вещества, являющиеся окислителями (хроматы, дихроматы, нитриты). Они образуют на анодной поверхности металла или сплава пассивные оксидные пленки ( $\delta \sim 0,1$  мкм) и уменьшают скорость его растворения.

К **катодным ингибиторам** относятся вещества, тормозящие отдельные стадии катодного процесса. Они либо снижают концентрацию кислорода в растворе (например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), либо сокращают поверхность катодных участков (например,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ) за счет

образования нерастворимых гидроксидов  $Zn(OH)_2$ , которые, осажда-  
ясь на поверхности металла, изолируют катодные участки.

**Органические ингибиторы** (альдегиды, аминсоединения и т. д.) адсорбируются на катодных и анодных участках металла, тем самым изолируя их активную поверхность.

### 3. Изменение состава или структуры металла.

С одной стороны, применение чистых металлов предотвращает образование гальванических пар и замедляет коррозию. С другой стороны, легирующие добавки (Ni, Cr, Ti, V и др.) могут существенно повысить коррозионную стойкость металлов. Например, сталь, содержащая 0,12 % C, 18 % Cr, 10 % Ni и до 1,5 % Ti, становится нержавеющей (сталь 12X18H10T).

### 4. Электрохимическая защита.

Делится на следующие виды:

#### А. Протекторная защита (рис. 8.2).

К защищаемому сооружению присоединяют более активный в данной среде металл, который выполняет роль анодного протектора и испытывает разрушение, а защищаемый объект (катод) остается неизменным. Протектор периодически возобновляется. Этот метод применяют для защиты от коррозии лопастей турбин, подводных частей кораблей, химической аппаратуры и др.

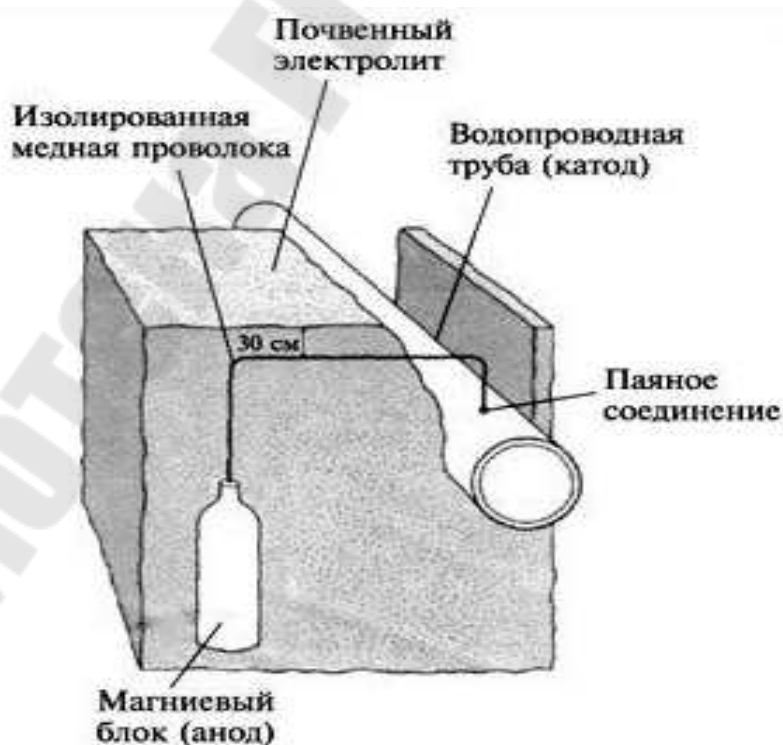
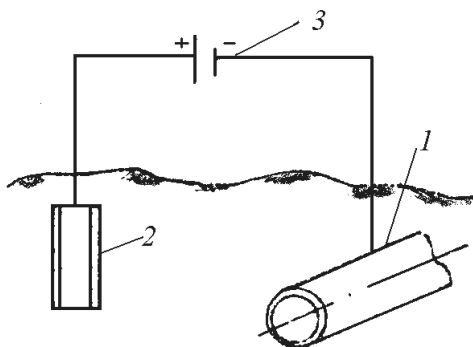


Рис. 8.2. Схема протекторной защиты

### **Б. Катодная электрозащита (рис. 8.3).**



*Рис. 8.3.* Схема катодной электрозащиты:  
1 – защищаемое сооружение; 2 – ненужный металл (анод);  
3 – источник постоянного тока

Защищаемое металлическое сооружение присоединяют к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, а к положительному полюсу – кусок ненужного металла. Металл сооружения, получая электроны от внешнего источника, становится катодом и, следовательно, не разрушается. Разрушению подвергается кусок ненужного металла (анод), отдающий электроны внешнему источнику тока. Катодную электрозащиту обычно применяют для защиты сооружений из черных металлов, находящихся в нейтральных средах, содержащих кислород (подземные трубопроводы, опоры ЛЭП и др.).

#### ***В. Анодная электрозащита.***

Защищаемый объект подключают к положительному полюсу источника постоянного тока, т. е. искусственно делают анодом. Растворение защищаемого металла сначала увеличивается, но затем при достижении определенного значения потенциала наступает пассивное состояние вследствие образования защитной оксидной пленки (если среда не содержит депассиваторов). Для поддержания в последующем пассивного состояния требуется незначительная плотность анодного тока.

#### ***5. Создание рациональных конструкций.***

Эффективным методом борьбы с коррозией является рациональное конструирование металлических сооружений, в которых до минимума сведены неблагоприятные в коррозионном отношении контакты металлов и воздействия иных вызывающих коррозию факторов (скопление грязи, влаги, неоднородной оксидной пленки на поверхности металла).

## Экспериментальная часть

### Опыт 1

#### *Коррозия при контакте различных металлов*

Налейте в пробирку 5–6 мл 0,1н серной кислоты и опустите в нее медную проволоку. Что наблюдается? Выньте медную проволоку из пробирки и поместите на ее место цинковую гранулу. Что наблюдается? Через 2–3 мин вновь опустите в пробирку медную проволоку таким образом, чтобы она соприкасалась с гранулой.

Объясните наблюдаемые явления и составьте схему образующейся гальванопары.

### Опыт 2

#### *Коррозия стали*

Очистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой и осушите фильтровальной бумагой. Затем на пластинку нанесите одну каплю реактива, полученного при смешивании 5 мл 3%-го раствора хлорида натрия, 0,5 мл 0,5н раствора гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  и 2–3 капли 0,1%-го раствора фенолфталеина. Наблюдайте появление синего окрашивания в центре капли и малинового окрашивания – по ее окружности. Объясните наблюдаемые явления и составьте схему образующейся гальванопары.

### Опыт 3

#### *Анодное и катодное покрытия*

В два стакана емкостью 50 мл налейте по 10 мл 3%-го раствора хлорида натрия и добавьте по 5–6 капель раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В один стакан опустите пластинку оцинкованного железа, а в другой – пластинку луженого железа, предварительно сделав на их поверхности в отдельных местах глубокие царапины. Что наблюдается? Какой образец быстрее подвергается коррозии?

Объясните результаты опыта, составьте схему действия образующихся коррозионных гальванических пар.



## Опыт 4

### *Протекторная защита*

В два стакана емкостью 50 мл налейте по 10 мл 0,2–0,4н раствора уксусной кислоты и добавьте по 5–6 капель KI. В один стакан поместите образцы цинка и свинца в контакте друг с другом, а в другой стакан – один свинец. Где быстрее появится золотисто-желтое окрашивание, обусловленное образованием иодида свинца? Объясните результаты опыта. Составьте схему действия образующейся гальванопары.

### **Контрольные вопросы и задания**

1. Что такое коррозия металлов? Перечислите виды коррозии.
2. Составьте схему и напишите электронные уравнения процессов, протекающих при коррозии цинковой пластинки в контакте с пластинкой из олова в кислой среде.
3. Какие процессы протекают при коррозии пары «алюминий–железо» в кислой среде? Составьте схему и напишите электронные уравнения этих процессов.
4. Как протекает атмосферная коррозия стальных изделий, находящихся в контакте с медными заклепками? Составьте схему и напишите электронные уравнения этих процессов.
5. Укажите, в каком случае коррозия магния протекает интенсивнее:
  - а) в контакте с цинком;
  - б) в контакте с железом.Приведите схемы процессов коррозии.
6. Объясните, в каком случае коррозия железа протекает интенсивнее:
  - а) луженого;
  - б) оцинкованного.Составьте схемы работы гальванопар.
7. Охарактеризуйте методы защиты от коррозии.
8. Приведите примеры анодного и катодного покрытий. Составьте схемы и приведите электронные уравнения происходящих процессов.
9. В каких случаях применяют ингибиторы коррозии? Приведите примеры.
10. Что такое электрохимическая защита? Приведите примеры ее использования в промышленности.

## Лабораторная работа № 9

# КЛАССИФИКАЦИЯ, МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ, СТРОЕНИЕ, СВОЙСТВА И ОБЛАСТИ ПРИМЕНЕНИЯ ПОЛИМЕРОВ

**Цель работы:** изучить классификацию наиболее распространенных полимеров и освоить простейшие навыки их идентификации.

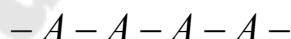
### Теоретическая часть

**Полимеры** или **высокомолекулярные соединения (ВМС)** – это вещества, получаемые путем многократного повторения различных групп атомов, называемых «мономерами», соединенных в длинные макромолекулы химическими или координационными связями. Мономеры представляют собой одинаковые или разные низкомолекулярные соединения.

Среднее число повторяющихся мономеров, входящих в макромолекулу, называется **степенью полимеризации**. Для полимеров характерна большая молекулярная масса (от десятков тысяч до миллиона), поэтому молекулы принято называть **макромолекулами**. Полимеры с высокой степенью полимеризации называют **высокополимерами**, а с небольшой – **олигомерами**.

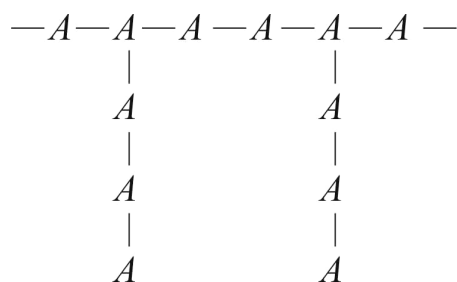
По *строению макромолекул* различают линейные, разветвленные и трехмерные полимеры.

Макромолекулы *линейного* строения имеют неразветвленную цепь. Каждое элементарное звено *A* такой молекулы связано лишь с двумя звеньями, цепь имеет вид



Полимеры линейного строения обладают большой прочностью, эластичны, легко плавятся, растворяются в органических растворителях. Примером являются макромолекулы полиэтилена.

**Разветвленные** макромолекулы имеют длинную основную цепь, к которой присоединены короткие ветви:



Такие полимеры менее эластичны, при нагревании размягчаются, но трудно плавятся, в растворителях набухают (крахмал и др.).

Макромолекулы **трехмерной** структуры получаются в результате связывания, сшивания линейных и разветвленных цепей поперечными химическими связями.

В зависимости от степени разветвленности они тверды или каучукоподобны. При повышенной температуре не плавятся, но могут разрушаться, не растворяются ни в каких растворителях, лишь в некоторых могут ограниченно набухать. К ним можно отнести резольные фенолформальдегидные смолы и ряд других поликонденсационных смол.

По *происхождению* различают природные, искусственные и синтетические полимеры.

**Природные** полимеры получают в процессе биосинтеза в клетках живых и растительных организмов. Примерами таких ВМС являются целлюлоза, крахмал, различные белки и аминокислоты, ферменты, гормоны.

**Искусственные** полимеры получают из природных материалов путем выделения, очистки и переработки природных полимеров. К этому типу полимеров относятся целлюлоза, лигнин, различные белки, натуральный каучук, шерсть, шелк.

**Синтетические** полимеры производят из различных низкомолекулярных соединений с ненасыщенными связями, подвижными функциональными группами, благодаря которым эти соединения объединяются в линейные цепи разной длины или блоки разной разветвленности. Так получают многочисленные полимерные материалы.

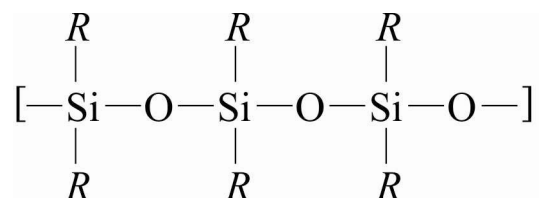
По *химическому составу основной цепи* полимеры делятся на карбоцепные, гетероцепные и элементоорганические.

**Карбоцепные** полимеры содержат в основной цепи звенья в виде углерода. Ответвления от основной цепи представляют собой атомы водорода, галогены, алкильные или гидроксильные группы. Примерами служат: полиэтилен  $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ , политетрафторэтилен (фторопласт)  $[-\text{CF}_2-\text{CF}_2-]_n$ .

**Гетероцепные** полимеры имеют в основной цепи атомы углерода, чередующиеся с атомами кислорода, азота, серы и др. К гетероцепным полимерам относятся:

- капрон  $[-\text{CO}-(\text{CH}_2)_5-\text{NH}-]_n$ ;
- лавсан  $[-\text{OCO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOCH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$  и др.

**Элементоорганические** полимеры не содержат углерода в основной цепи, но боковые ветви  $R$  представляют собой углеродсодержащие группы. Например, кремнийорганические полимеры. Такие полимеры более термостойки:



По отношению к нагреванию полимеры подразделяются на термопластичные и терморезистивные.

**Термопластичные (термопласты)** полимеры могут многократно размягчаться при нагревании и затвердевать при охлаждении. Процесс обратим.

**Терморезистивные (реактопласты)** полимеры при нагревании плавятся, но затем макромолекулы связываются между собой поперечными мостиками; образующийся полимер затвердевает, становится неплавким и нерастворимым. Процесс необратим.

Полимерные вещества получают реакцией полимеризации и поликонденсации.

**Полимеризацией** называется реакция последовательного присоединения молекул мономера к макромолекуле полимера, протекающая за счет разрыва кратных связей и не сопровождающаяся выделением побочных продуктов.

Полимеризацией получают полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид, полиметилметакрилат, фторопласты.

**Поликонденсация** – процесс образования полимеров химическим взаимодействием молекул мономеров, сопровождающийся выделением низкомолекулярных веществ (воды, хлороводорода, аммиака, спирта и т. д.).

Поликонденсацией получают большую группу смол: фенолформальдегидные, полиамидные, полиэфирные, эпоксидные; полиамид, полиэферы, полиуретаны и т. д.

**Сополимеризация** – процесс образования полимеров (сополимеров) из двух или нескольких *различных* по природе мономеров.

Этим методом получают полимеры с широким диапазоном физических и химических свойств.

В процессе эксплуатации изделий из полимерных материалов под действием внешних факторов происходит постепенное их разрушение – **деструкция**.

Деструкция является одним из видов «старения» полимеров. Этот процесс протекает с разрывом связей основной макромолекулярной цепи, что приводит к понижению молекулярной массы, изменению химических и физических свойств, что делает полимер непригодным для его дальнейшей эксплуатации.

К основным видам деструкции относятся:

- **Химическая деструкция** – протекает под действием химических реагентов: воды, спиртов, кислот, щелочей, аминов, аммиака, кислорода и т. д. Наиболее распространенным видом химической деструкции является **гидролиз**.

- **Механическая деструкция** происходит при приложении механических напряжений в процессе эксплуатации полимерных материалов.

- **Окислительная деструкция** – полимер подвергается одновременному действию кислорода воздуха и теплоты.

- **Термическая деструкция** протекает при нагревании полимеров. Большинство из них разрушаются уже при 260–300 °С.

- **Фотохимическая деструкция** – разрушение полимеров под действием энергии света.

- **Радиационная деструкция** – происходит под влиянием  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -излучения. Облучение изменяет свойства полимеров, что приводит не только к деструкции, но и к улучшению качеств облучаемого полимера. Например, полиэтилен после радиационного облучения приобретает высокую термо- и химическую стойкость.

- **Биологические факторы** – действие микроорганизмов на натуральные и искусственные полимеры (нитрат целлюлозы, натуральные каучуки, казеин).

Для предупреждения или замедления старения полимеров к ним добавляют различные **стабилизаторы**: антиоксиданты, фотостабилизаторы, антирады, пассиваторы и др.

- **Антиоксиданты (антиокислители)** – снижают концентрацию радикалов, образующихся при окислении. В качестве антиоксидантов применяют ароматические амины, двухатомные фенолы и т. д.

- **Фотостабилизаторы** – преобразуют (трансформируют) поглощаемую световую энергию. Такими стабилизаторами, заранее вводимыми в полимер, могут быть производные пиперидина, эфиры салициловой кислоты, производные гидроксibenзофенона и др.

• **Антирады** – тормозят старение полимеров под влиянием радиоактивных излучений. Это в основном ароматические соединения с конденсированными ядрами.

Для предотвращения горючести или ее уменьшения к полимерам добавляют *антипирены*, из которых наибольшее распространение имеют галогенсодержащие органические соединения: гексабромбензол, октабромдифенил, а также фосфорсодержащие и фторсодержащие соединения, оксид сурьмы и др.

**Пластические массы** – материалы, полученные на основе полимеров, содержащие различные добавки и способные под влиянием температуры и давления формоваться, становиться пластичными.

В состав пластических масс кроме полимера входят наполнители, пластификаторы, стабилизаторы, красители, отвердители, смазывающие вещества.

**Идентификация ВМС**, на основе которого выработано какое-то конкретное изделие, обычно осложнена составом композиции – наличием в ней наполнителей, пластификаторов, красителей и пигментов, стабилизаторов и т. д. Кроме того, следует учитывать, что многие изделия вырабатываются не из одного полимера, а из смеси или из сополимеров.

В самом общем случае схема идентификации включает в себя следующие этапы: очистка полимера от наполнителя, пластификаторов и т. д.; разделение полимера на группы; распознавание полимеров в данной группе путем исследования их физических и простейших химических характеристик (плотность, показатель преломления, температура плавления, характер горения, цвет пламени, растворимость в определенных органических растворителях).

## Экспериментальная часть

### Опыт № 1

#### *Испытание полимеров при повышенных температурах*

Испытания включают следующие этапы:

#### *А. Проба на сжигание.*

Образец полимера массой 0,1–0,2 г медленно поднесите к пламени, внесите в пламя и затем удалите из него. Наблюдайте за изменениями: размягчением перед внесением в пламя; способностью образовывать капли расплава или вытягиваться в волокна; легкостью воспламенения; характером горения – цвет разных участков пламени,

его интенсивность и яркость, наличие искр, дыма, копоти; затуханием после выноса из пламени, запахом продуктов горения, характером золы (то, что осталось после сжигания) – твердость, цвет, форму. Отметьте также в тетради поведение образца при сильном нагреве: изменение цвета; плавится с разложением или без; как меняется консистенция и липкость; способность обугливаться, растрескиваться, усаживаться, скручиваться и т. д. Результаты испытаний оформите в табл. 9.1.

Таблица 9.1

**Форма записи результатов**

Наименование полимера	Горючесть	Цвет пламени	Запах паров
Полиолефины: полиэтилен	След снаружи пламени. Горит после выноса	Пламя желтое, не коптящее, с голубой каймой	Парафина
полипропилен			
Поливинилхлорид			
Политетрафторэтилен – фторопласт			
Полиакрилонитрил			
Полиметилметакрилат			
Полистирол			
Полиамиды: капрон			
наylon			
Полиэфирь: лавсан (полиэтилентерефталат)			
полиуретан			
Фенолформальдегидная смола			
Поликарбонат			
Крахмал			
Целлюлоза			
Ацетат целлюлозы			
Вискозное волокно			

Наименование полимера	Горючесть	Цвет пламени	Запах паров
Поливинилацетат			
Белки:			
желатин			
кератин (шерсть)			
фиброин (шелк)			
Каучуки:			
натуральный			
бутадиеновый			

### ***Б. Пиролиз высокомолекулярных соединений.***

Небольшой образец полимера поместите в пробирку, верхний конец которой держите зажимом или тигельными щипцами. К открытому концу приложите влажную индикаторную бумагу. Пробу нагрейте в пламени спиртовки. Нагревание должно быть медленным, чтобы можно было заметить изменение пробы и почувствовать запахи продуктов разложения. Определите реакцию среды выделяющихся паров и заполните табл. 9.2.

Таблица 9.2

### **Идентификация полимеров по значению рН продуктов пиролиза**

рН 0,5–4,0	рН 5,0–5,5	рН 8,0–9,5
Поливинилхлорид и т. д.	Полиэтилен и т. д.	Полиамиды и т. д.

## **Опыт № 2**

### ***Идентификация полимеров***

Получите у преподавателя конверт с тремя образцами полимеров и проведите их идентификацию по следующим этапам:

- 1) определите внешний вид образца;
- 2) проведите испытание при повышенной температуре, используя данные табл. П.3.1 Приложения 3.

После проведения всех или части испытаний по достаточному количеству признаков установите природу полимера.



## Контрольные вопросы и задания

1. Какие химические соединения называются полимерами? Как делятся по происхождению высокомолекулярные соединения?

2. Какие полимеры существуют в зависимости от характера строения полимерных цепей?

3. Какие полимеры различают по химическому строению главной цепи и по форме макромолекулы?

4. Какие ВМС называются термопластичными (термопластами)? Какие – терморезистивными?

5. Перечислите полимеры, получаемые по реакции полимеризации. Напишите структурные формулы элементарных звеньев полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, полистирола, полиакрилонитрила.

6. Перечислите поликонденсационные пластмассы. Напишите структурные формулы элементарных звеньев фенолоформальдегидных смол, полиэтилентерефталата, полиамида.

7. Что такое каучуки и как они классифицируются?

8. Что является основой для получения натурального каучука? Из чего получают синтетические каучуки?

9. В чем особенность пиролиза и каковы условия протекания данного процесса?

## Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – М. : Кнорус, 2009. – 746 с.
2. Дорофеев, А. И. Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для вузов / А. И. Дорофеев, М. И. Федотова. – Л. : Химия, 1990. – 240 с.
3. Теоретические основы общей химии : учеб. пособие для вузов / А. И. Горбунов [и др.]. – М. : Изд-во МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2001. – 720 с.
4. Артеменко, А. И. Справочное руководство по химии / А. И. Артеменко, И. В. Тикунова, В. А. Малеванный. – М. : Высш. шк., 2002. – 367 с.
5. Болтromeюк, В. В. Общая химия : учеб. для вузов / В. В. Болтromeюк. – Минск : Выш. шк., 2012. – 623 с.
6. Коровин, Н. В. Общая химия : учеб. для техн. направлений и специальностей вузов / Н. В. Коровин. – М. : Высш. шк., 2007. – 557 с.
7. Хомченко, И. Г. Общая химия : учебник / И. Г. Хомченко. – М. : Новая волна, 2003. – 462 с.
8. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия : учеб. пособие для хим. и хим.-техн. вузов / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск : Современ. шк., 2007. – 832 с.
9. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Химия, 1992. – 592 с.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### Приложение 1

Таблица П.1.1

Давление насыщенного водяного пара при разных температурах

Температура, °С	Давление, мм рт. ст.	Температура, °С	Давление, мм рт. ст.	Температура, °С	Давление, мм рт. ст.
10	9,21	17	14,53	24	22,38
11	9,84	18	15,48	25	23,76
12	10,52	19	16,48	26	25,21
13	11,23	20	17,54	27	26,74
14	11,99	21	18,65	28	28,35
15	12,79	22	19,83	29	30,04
16	13,63	23	21,07	30	31,82

### Приложение 2

Таблица П.2.1

Плотность растворов кислот и щелочей  
различных концентраций при 15 °С

Концентрация, %	Плотность, г/мл				
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	NaOH	KOH
1	1,005	1,004	1,003	1,010	1,010
2	1,012	1,009	1,008	1,023	1,016
4	1,027	1,022	1,019	1,046	1,033
8	1,035	1,044	1,039	1,092	1,065
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,082
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,100
16	1,113	1,093	1,079	1,137	1,137
20	1,143	1,119	1,100	1,225	1,176
24	1,174	1,145	1,121	1,268	1,218
28	1,206	1,171	1,142	1,310	1,263
32	1,239	1,198	1,163	1,352	1,310
36	1,273	1,225	1,183	1,395	1,358
40	1,307	1,251	—	1,437	1,409

Концентрация, %	Плотность, г/мл				
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	NaOH	KOH
44	1,342	1,277	–	1,478	1,460
48	1,380	1,303	–	1,519	1,511
52	1,419	1,328	–	1,560	1,564
56	1,460	1,351	–	1,601	1,616
60	1,503	1,373	–	1,643	–
64	1,547	1,394	–	–	–
68	1,593	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	1,848	1,522	–	–	–

## Приложение 3

Таблица П.3.1

Идентификация полимеров по воздействию пламени  
и высокой температуры

Поведение в пламени	Характеристика пламени	Характер горения	Запах продуктов термического разложения
<i>Полиэтилен</i>			
Горит и после удаления из пламени	Голубое, с желтой верхушкой, светящееся	Небольшое количество копоти, расплав капает	Горящего парафина
<i>Полипропилен</i>			
Горит и после удаления из пламени	Голубое, с желтой верхушкой, светящееся	Небольшое количество копоти, расплав капает	Горящего парафина, но более ароматический

Поведение в пламени	Характеристика пламени	Характер горения	Запах продуктов термического разложения
<i>Полистирол</i>			
Горит и после удаления из пламени	Оранжево-желтое, светящееся	Много копоти, при поджигании вспыхивает, горит легко	Цветочный
<i>Эпоксидные смолы (неотвержденные)</i>			
Горит вне пламени горелки, постепенно самозатухает	Желтое, светящееся	Немного копоти	Жженой кости
<i>Поливинилхлорид</i>			
Горит, но при удалении из пламени горелки гаснет	Зеленое, с голубой верхушкой	Немного белого дыма	Очень резкий (хлороводорода)
<i>Политрифторхлорэтилен</i>			
Горит, но при удалении из пламени горелки гаснет	Зеленое, с голубой верхушкой	Немного белого дыма	Очень резкий (хлоро- и фтороводорода)
<i>Политетрафторэтилен</i>			
Горит, но при удалении из пламени горелки гаснет	Желтое	Без копоти	Резкий (фтороводорода)
<i>Полиамид 6 (капрон)</i>			
Загорается с трудом, вне пламени быстро гаснет	Голубоватое	Без копоти	Запах аммиака
<i>Полиэтилентерефталат</i>			
Горит и после удаления из пламени	Желтое, светящееся	Немного копоти	Сладковатый

## Содержание

Предисловие .....	3
<i>Лабораторная работа № 1. Введение в лабораторный практикум</i> .....	5
<i>Лабораторная работа № 2. Определение эквивалентной массы металла</i> .....	11
<i>Лабораторная работа № 3. Химическая кинетика. Химическое равновесие</i> .....	22
<i>Лабораторная работа № 4. Растворы: общая характеристика, способы численного выражения состава</i> .....	33
<i>Лабораторная работа № 5. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители</i> .....	38
<i>Лабораторная работа № 6. Электродные процессы. Гальванические элементы</i> .....	46
<i>Лабораторная работа № 7. Электролиз, его применение в технике</i> .....	57
<i>Лабораторная работа № 8. Коррозия и защита металлов от коррозии</i> .....	65
<i>Лабораторная работа № 9. Классификация, методы получения, строение, свойства и области применения полимеров</i> .....	74
Литература .....	82
Приложения .....	83

Учебное электронное издание комбинированного распространения

Учебное издание

**Ухарцева Ирина Юрьевна  
Кадолич Жанна Владимировна**

## **ХИМИЯ**

### **ПРАКТИКУМ**

**по выполнению лабораторных работ  
для студентов технических специальностей  
дневной формы обучения**

**Электронный аналог печатного издания**

Редактор  
Компьютерная верстка

*Т. Н. Мисюрова  
И. П. Минина*

Подписано в печать 02.05.23.

Формат 60x84/16. Бумага офсетная. Гарнитура «Таймс».

Ризография. Усл. печ. л. 5,11. Уч.-изд. л. 5,59.

Изд. № 25.

<http://www.gstu.by>

Издатель и полиграфическое исполнение  
Гомельский государственный  
технический университет имени П. О. Сухого.  
Свидетельство о гос. регистрации в качестве издателя  
печатных изданий за № 1/273 от 04.04.2014 г.  
пр. Октября, 48, 246746, г. Гомель