

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет»  
Институт естественных наук  
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**С. П. Чернова**  
**Т. Н. Кропачева**

**ПРАКТИКУМ**  
**ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие



Ижевск  
2023

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

Ч-493

*Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом УдГУ*

**Рецензент:** канд. хим. наук, доцент М.А. Шумилова

**Чернова С. П., Кропачева Т. Н.**

Ч-493      Практикум по общей химии : учеб.-метод. пособие. –  
Ижевск : Удмуртский университет, 2023. – 138 с.

**ISBN 978-5-4312-1092-1**

Пособие предназначено для изучения основных разделов курса общей химии. В пособие включено подробное описание опытов для выполнения лабораторных работ, задачи для практических (аудиторных и домашних) занятий, а также некоторые справочные материалы.

Пособие рекомендуется для студентов направления подготовки 04.03.01 «Химия» и 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия».

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

**ISBN978-5-4312-1092-1**

© С. П. Чернова, Т. Н. Кропачева, 2023

© ФГБОУ ВО «Удмуртский

государственный университет», 2023.

# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	5
<b>ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ</b> .....	6
Химическая посуда, оборудование, реактивы .....	6
Основные химические операции: перекристаллизация .....	18
Основные химические операции: возгонка, перегонка, осушка ..	23
Определение молярной массы углекислого газа .....	27
Определение молярной массы эквивалента карбоната натрия.....	30
Установление формулы кристаллогидрата соли.....	33
Скорость химических реакций .....	35
Катализ. химическое равновесие.....	43
Приготовление растворов. Титрование .....	46
Электролитическая диссоциация .....	52
Индикаторы. водородный показатель.....	58
Гидролиз солей.....	64
Произведение растворимости.....	71
Окислительно-восстановительные реакции .....	76
Гальванические элементы. Электролиз .....	82
Комплексные соединения .....	90
<b>ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ</b> .....	99
Практика учебная, ознакомительная.....	99
Основные понятия и законы химии .....	100
Строение атома. Периодический закон .....	102
Химическая связь.....	103
Химическая термодинамика .....	104
Химическая кинетика .....	106
Химическое равновесие .....	108

Концентрация растворов .....	110
Водородный показатель .....	112
Растворимость. Произведение растворимости.....	113
Окислительно-восстановительные реакции .....	114
Окислительно-восстановительные потенциалы .....	116
Гальванические элементы. Электролиз .....	117
Комплексные соединения .....	119
<b>РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА</b> .....	121
<b>ПРИЛОЖЕНИЕ</b> .....	123

## ВВЕДЕНИЕ

Великий русский химик Дмитрий Иванович Менделеев писал: *«В лабиринте известных фактов легко потеряться без плана»*. Действительно, успешное освоение студентами-химиками отдельных разделов химии (Неорганическая химия, Органическая химия, Физическая химия, Аналитическая химия, Коллоидная химия и пр.) начинается с поиска «ниточки», которая проложит путь по химическому лабиринту, состоящему из описаний многочисленных свойств различных веществ, химических реакций, явлений, законов и пр. Такой стартовой «ниточкой» в химическом образовании является Общая химия, излагающая и систематизирующая наиболее фундаментальные химические понятия и законы (атомно-молекулярное учение, строение атома, химическая связь, Периодический закон, химическая кинетика и термодинамика, теория растворов, окислительно-восстановительные процессы). Теоретическое изложение основ Общей химии в лекционном курсе требует обязательного практического закрепления полученных знаний, согласно известному мудрому изречению, гласящему *«Услышал – забыл, увидел – запомнил, сделал – понял»*. В настоящем пособии представлены лабораторные опыты и теоретические задания по всем разделам общей химии. Лабораторные занятия содержат опыты, уже ставшие «классическими», а также новые опыты, основанные на использовании возможностей современных лабораторных установок-модулей. Результатом работы с пособием являются навыки студента безопасной работы в химической лаборатории, умение правильно использовать химическую посуду и оборудование, планировать и проводить химические реак-

ции, наблюдать за их ходом, обрабатывать полученную информацию, составлять отчет о проделанной работе, формулировать выводы. Надеемся, что пособие станет первым шагом на пути формирования химика- экспериментатора, осознающего, что *«границ научному познанию и предсказанию предвидеть невозможно»* (Д. И. Менделеев).

## **ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

### **ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА, ОБОРУДОВАНИЕ РЕАКТИВЫ**

При выполнении опытов и синтезов в практикуме используется стеклянная и фарфоровая (керамическая) химическая посуда разного назначения.

#### *Стеклянная посуда*

Химическая посуда тонко- и толстостенная изготавливается из стекла разных марок. Посуда из толстого стекла не выдерживает нагрева, нагревать можно только тонкостенную посуду, термостойкость которой зависит от состава стекла (рис. 1). Из тонкого стекла изготавливают как относительно простые изделия (пробирки, химические стаканы, колбы, бюксы, часовые стекла, воронки, переходники, тройники и т.д.), так и приборы сложной конфигурации (колбы и пробирки Вюрца, реторты, водяные холодильники, дефлегматоры, приборы для перегонки, аллонжи, «пауки», промывалки, осушительные колонки, U-образные трубки, хлоркальциевые трубки и т.д.).

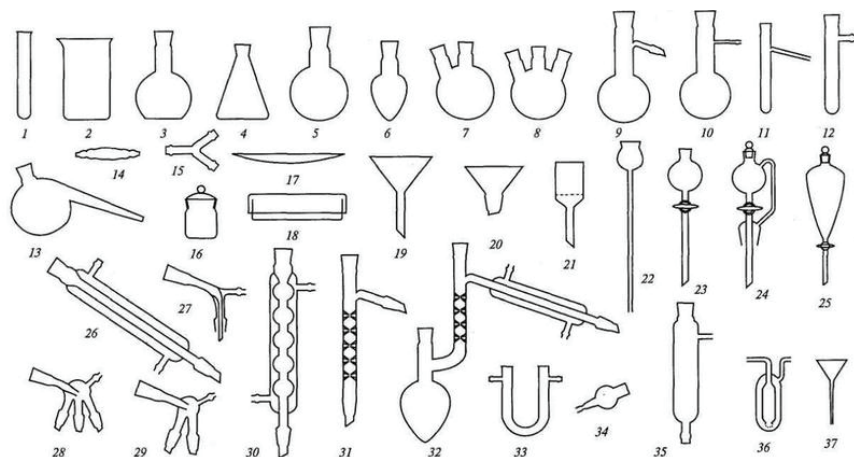


Рис. 1. Стекло́нная химическая посуда:

1 – пробирка; 2 – стакан химический; 3 – колба плоскодонная; 4 – колба коническая (Эрленмейера); 5 – колба круглодонная; 6 – колба Кляйзена; 7 – колба двугорлая; 8 – колба трехгорлая; 9, 10 – колбы Вюрца; 11, 12 – пробирки Вюрца; 13 – реторта; 14 – переходник; 15 – тройник; 16 – бюкс; 17 – часовое стекло; 18 – чашка Петри; 19 – воронка химическая; 20 – воронка для сыпучих веществ; 21 – воронка со стеклянным фильтрующим дном; 22 – воронка длинная; 23, 24 – капельные воронки; 25 – воронка делительная; 26 – холодильник Либиха; 27 – аллонж; 28, 29 – «пауки»; 30 – холодильник шариковый; 31 – дефлегматор; 32 – прибор для перегонки; 33 – U-образная трубка; 34 – хлоркальциевая трубка; 35 – колонка осушительная; 36 – промывалка Мюнке; 37 – воронка Мюнке.

Пробирки химические 1 используют обычно для проведения в них качественных реакций. Пробирки размещают в специальном штативе. Стаканы химические 2 – для приготовления растворов и проведения химических реакций как при комнатной температуре, так и при нагревании. Колбы плоскодонные 3 – для приготовления и хранения растворов. Колбы конические (Эрленмейера) 4, как правило, в аналити-

ческой практике при титровании. Колбы круглодонные (например, 5) наиболее часто используют при проведении синтезов. Колбы могут изготавливаться с коротким и длинным горлом, одно-, двух- (6), трехгорлыми (7) и т.д. Колба Кляйзена 8 используется в качестве перегонной колбы и приемника при перегонке жидкостей. Колбы Вюрца 9, 10 (9 используются в качестве перегонной (с изогнутым отводом) или реакционной колбы (с прямым коротким отводом 10). Пробирки Вюрца 11, 12 используются для микроперегонки (с изогнутым отводом) и в качестве реактора в микросинтезе (с прямым коротким отводом). Реторты 13 используются при прокаливании веществ с одновременной отгонкой продуктов разложения. Переходники 14 и тройники 15 служат для соединения резиновых шлангов.

Бюксы 16 применяются для взвешивания агрессивных веществ и хранения небольших количеств реагентов. Часовые стекла 17 универсальны. Ими накрывают химические стаканы при проведении синтезов, на них высыпают полученное при синтезе вещество для высушивания на воздухе, используют в качестве тары при взвешивании небольших количеств неагрессивных веществ. Чашка Петри 18 может быть использована для высушивания на воздухе или в эксикаторе веществ и фильтров с осадками. Воронки химические 19 предназначены для переливания жидкостей. Воронки с широким горлом 20 используются для загрузки сыпучих веществ. Воронки со стеклянным фильтрующим дном (фильтры Шотта) 21 – для фильтрования под пониженным давлением. Для краткости их еще называют «стеклянным пористым фильтром» или просто «стеклянным фильтром». Воронки длинные 22 используются в опытах по получению водорода. Капельные воронки 23, 24 –



для дозируемой, по каплям, подачи реагентов в реакционную смесь. Для выравнивания давлений в реакционной колбе и в капельной воронке 24 пространство над краном воронки соединяется трубкой с пространством под краном. Воронка в этом случае закрывается сверху пробкой. Воронки делительные 25 служат для разделения несмешивающихся жидкостей.

Холодильник Либиха 26 с прямой внутренней трубкой в зависимости от расположения в приборе может выполнять функции как прямого или прямоточного холодильника (пар поступает с одной стороны холодильника, а жидкость вытекает с другой), так и обратного холодильника (жидкость стекает обратно в колбу). Шариковый водяной холодильник 30 используется только в качестве обратного холодильника. Дефлегматоры 31 используются в качестве насадок при фракционной перегонке жидкостей. Приборы для перегонки 32 – комбинированные, объединяющие перегонную колбу (Кляйзена), дефлегматор и холодильник. Аллонж 27 – переход между холодильником и приемником. К аллонжу присоединяется хлоркальциевая трубка, при перегонке в вакууме – водоструйный насос.

Хлоркальциевые трубки 34 служат для изоляции реакционной смеси от воздействия атмосферной влаги и углекислого газа, заполняются твердым поглотителем, как и осушительные колонки. Осушительные колонки 35 и U-образные трубки 33 предназначены для осушки газов и очистке от примесей с помощью твердого реагента. Промывалки Мюнке 36 – склянки для очистки газов от примесей жидким поглотителем. Для заполнения промывалок служит тонкая воронка (воронка Мюнке) 37.

Для изготовления жаростойкой и химически устойчивой посуды используют специальное стекло с повышенным содержанием диоксида кремния. Из такого стекла делают химические стаканы, колбы, реторты, пробирки и другую посуду. В этом случае на изделии ставится специальное клеймо. Круглодонная посуда выдерживает прямой нагрев, тогда как плоскодонную посуду можно нагревать только через асбестовую сетку или стеклокерамическую пластину. Особо термостойкие изделия (стаканы, реторты, пробирки) изготавливают из «пирексового» или кварцевого стекла. Тонкое кварцевое стекло вследствие очень низкого коэффициента термического расширения выдерживает резкое охлаждение (даже водой!) с любой температуры. Толстое стекло используют для изготовления массивных и прочных изделий (Рис.2).

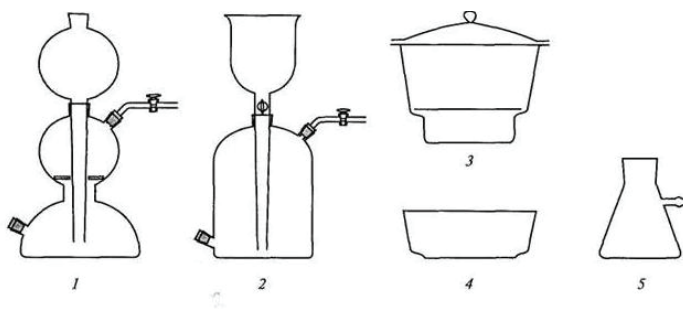


Рис.2 Стекланные лабораторные приборы:

1 - аппарат Киппа, 2 – газометр, 3 – эксикатор, 4 – кристаллизатор, 5 – колба Бунзена.

Аппараты Киппа применяются для получения устойчивого тока газа в течение длительного времени; газометры – для сбора и хранения газа; эксикаторы – для высушивания веществ при комнатной температуре с использованием раз-

личных осушительных средств; кристаллизаторы – для охлаждения растворов и при сборе газов под водой; колбы Бунзена – в качестве приемных колб для фильтрата при фильтровании под пониженным давлением.

### *Керамическая посуда*

Кроме стеклянной посуды в лаборатории используются керамические изделия ввиду их относительно высокой механической прочности и низкой химической активности. Из керамики (в частности фарфора) делают массивные кружки и стаканы, воронки Бюхнера, шпатели, ложечки, ступки, треугольники, чашки для упаривания, тигли, лодочки и другие изделия (рис. 3).

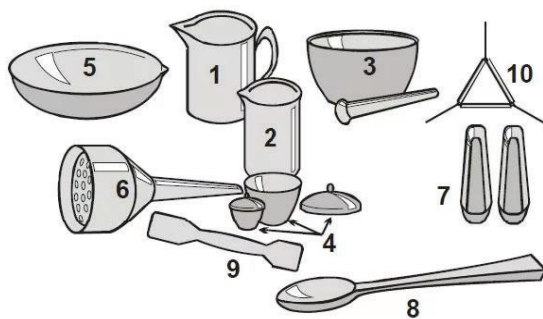


Рис.3 Фарфоровая химическая посуда:

1 – кружка, 2 – стакан, 3 – ступка с пестиком, 4 – тигли с крышками, 5 – выпарительная чашка, 6 – воронка Бюхнера, 7 – лодочки, 8 – ложка, 9 – шпатель, 10 – треугольник

Кружки 1 и стаканы 2 применяются для приготовления и хранения хромовой смеси, хранения соды на мойке и т.д. Ступка с пестиком 3 – для перетирания не очень твердых веществ. Тигли (с крышкой) 4 – для прокаливания и сплавления

веществ. Треугольники 10 необходимы для установки тиглей на кольцо штатива. Лодочки 7 используются при проведении синтезов в электрических печах, могут быть нагреты до 800 – 900 °С. Чашки для упаривания 5 помещают на водяную или песчаную баню. Нагревать на открытом пламени не рекомендуется. Воронки Бюхнера 6 используются при фильтровании под пониженным давлением с бумажным фильтром. Ложечкой 8 или шпателем 9 берут реактивы.

### *Мерная посуда*

Для измерения объема жидкости и для приготовления растворов заданной концентрации используется мерная посуда различного назначения: мерный цилиндр, мерная пипетка, мерная колба (рис. 4). Мерная посуда откалибрована для 20 °С и ее нельзя нагревать. Уровень измеряемой жидкости определяется по нижнему мениску. Для заполнения пипеток используются пипетаторы (груши).

Мерные цилиндры 1 используются для измерения относительно больших объемов жидкости (5 мл – 2 л). Точность измерения при этом не очень велика. Бюретки (со стеклянным краном 2 или шариком 3) позволяют выливать строго заданное количество жидкости с высокой точностью (0,1 – 0,01 мл) и используются при титровании.

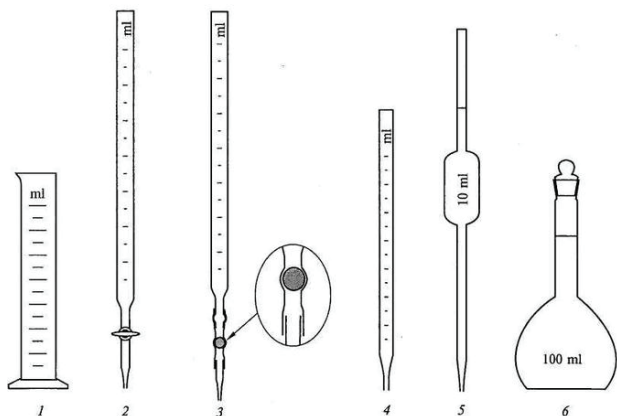


Рис.4 Мерная посуда:

1 – мерный цилиндр; 2 – бюретка с краном; 3 – бюретка с шариком; 4 – пипетка градуированная; 5 – пипетка Мора; 6 – мерная колба.

Пипетки градуированные 4 служат для отбора точного объема небольшого количества жидкости (0,1 – 20 мл). Мерные пипетки (пипетки Мора) 5 с кольцевой меткой предназначены для отбора строго заданного объема жидкости. Мерные колбы 6 с кольцевой меткой используют для приготовления растворов строго заданной концентрации.

#### *Металлическое оборудование.*

В химической лаборатории широко применяется разнообразное металлическое оборудование. Штатив служит для закрепления на нём приборов и представляет собой железный стержень, укрепленный на тяжелой железной подставке (рис.5). Держатели (лапки) служат для закрепления колб, холодильников, бюреток и т. д.

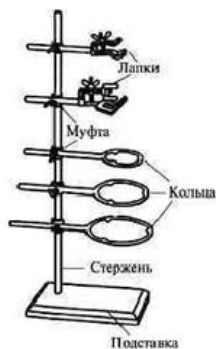


Рис. 5 Штатив лабораторный

Горячие предметы и приборы переносят с одного места на другое с помощью пинцетов, тигельных щипцов (рис. 6):



Рис.6 Варианты металлического оборудования

### *Нагревательные приборы*

Кроме электроплиток с закрытой спиралью в лаборатории используются бани, колбонагреватели, электрические печи и сушильные шкафы (рис. 7-8).



Рис. 7 Водяная и песчаная бани  
а – водяная баня, б – песчаная баня

Водяная баня представляет собой металлический сосуд, закрытый рядом колец разного диаметра. Такие бани удобны, например, для упаривания растворов. Чашка с упариваемым раствором не касается поверхности воды и обогрывается водяным паром. Песчаную баню применяют для нагревания веществ до  $200\text{--}300\text{ }^{\circ}\text{C}$  и упаривания растворов. Она представляет собой металлический сосуд (противень), заполненный чистым прокаленным песком (рис.7).

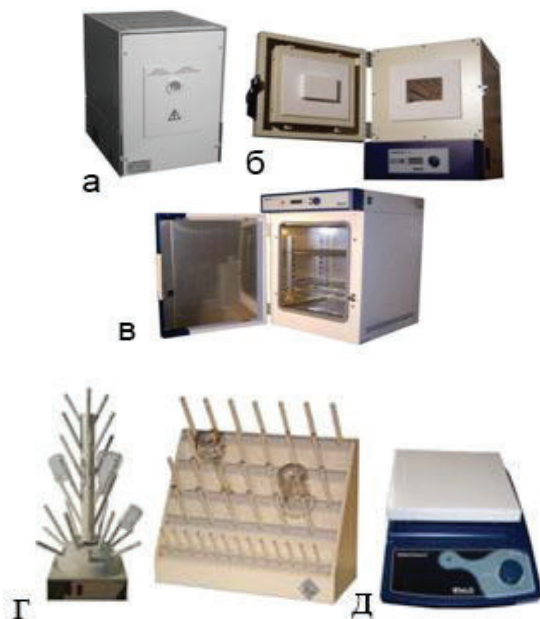


Рис. 8 Лабораторные электронагревательные приборы  
а – трубчатая печь, б – муфельная печь, в – сушильный шкаф,  
г – устройства для сушки посуды, д – электроплитка с химическим стой-  
ким покрытием

Колбонагреватели применяются чаще всего для нагревания горючих и легковоспламеняющихся жидкостей в колбах. Электрические печи с терморегуляторами используют для нагревания или прокаливания при высокой температуре. Трубчатые печи (рис. 8, а) применяют для проведения реакций в токе газа. Вещества в фарфоровой, кварцевой или металлической лодочке вносят в кварцевую или фарфоровую трубку, помещенную в трубчатую электрическую печь. Муфельные печи (рис. 8, б) используют для прокаливания при высокой температуре. Электрические сушильные шкафы с регулятором температуры (рис. 8, в) используют для высу-



шивания посуды (но не мерной!), а также веществ, устойчивых на воздухе и не разлагающихся при нагревании.

### *Химические реактивы*

В лаборатории используются твердые и жидкие химические реактивы. Химические реактивы выпускаются и хранятся в стеклянных или пластмассовых банках с плотно закрывающимися крышками. Каждая банка снабжается этикеткой с названием вещества, его химической формулой и информацией о классе чистоты реактива. На этикетке указывается также содержание основного вещества и основных примесей. Существуют следующие градации чистоты реактивов по повышению степени очистки: «техн.» – технический; «ч» – чистый; «ч.д.а.» – чистый для анализа; «х.ч.» – химически чистый и «ос.ч.» – особо чистый. Реактивы «ч» и «ч.д.а.» используются при проведении большинства опытов и синтезов. Для технических целей, например, для приготовления охлаждающих смесей или мытья посуды, рекомендуется брать реактивы «техн.». В практикуме твердые реактивы фасуют в маленькие склянки емкостью 100–150 мл. Растворы солей разливают по склянкам емкостью 250–300 мл. Концентрированные и сильно пахнущие растворы кислот, оснований и других реагентов помещают в вытяжном шкафу. Горючие и легко воспламеняющиеся жидкости хранят в металлических шкафах.

## ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ОПЕРАЦИИ: ПЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЯ♂

☛–опыт проводить под тягой

😊– групповой опыт

♂–сложный опыт

*Реактивы и оборудование:* Нитрат калия с примесью хлорида калия (~1%), бюкс, химический стакан вместимостью 50 мл и 100 мл, стеклянная воронка, мерный цилиндр на 50 мл, стеклянная палочка, стеклянный фильтр, фильтровальная бумага, термометр (спиртовой), весы техно-химические, электрическая плитка, установка для фильтрования под пониженным давлением (колба Бунзена, стеклянный фильтр, водоструйный насос), сушильный шкаф.

Перекристаллизация – это метод очистки веществ, основанный на различии растворимости вещества в растворителе при различных температурах. Если с повышением температуры растворимость соли увеличивается, то можно приготовить насыщенный при температуре кипения раствор, отфильтровать его от механических примесей и охладить. При этом удастся получить кристаллы достаточно чистой соли, поскольку при охлаждении раствор оказывается перенасыщенным только по отношению к основному веществу, в то время как присутствующие соли-примеси остаются в маточном растворе.

### Ход работы:

Отвесить в бюксе около 10 г нитрата калия на техно-химических весах.

### Техника взвешивания

В студенческом практикуме применяют весы с точностью взвешивания  $0,1-0,01$  г, достаточной при проведении большинства опытов и синтезов, и пределом взвешивания 200-300 г. Для более точных взвешиваний, например, при проведении химического анализа, необходимо использовать аналитические весы с точностью взвешивания  $\pm 0,2$  мг. Взвешивание на весах всегда проводят с использованием тары (рис.9). Химические вещества никогда не помещают прямо на чашку весов. В качестве тары используют стаканчики для взвешивания или бюксы. Допускается взвешивание на часовом стекле. Фарфоровые чашки использовать не рекомендуется – они слишком тяжелы. Не допускается взвешивание нагретых или горячих предметов.

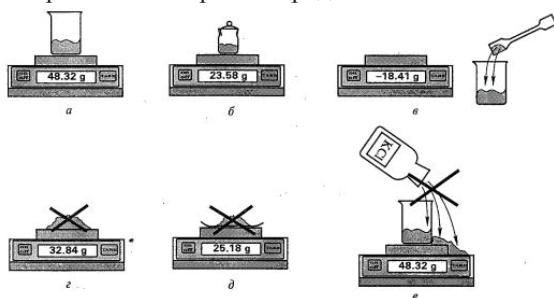


Рис.9 Взвешивание химических веществ:  
а-в – правильно; г-е – неправильно

Пересыпать препарат в химический стакан на 50 мл. Рассчитать объем воды, необходимый для получения насыщенного раствора нитрата калия при  $60^{\circ}\text{C}$ .

Температура	$20^{\circ}\text{C}$	$40^{\circ}\text{C}$	$60^{\circ}\text{C}$	$80^{\circ}\text{C}$	$100^{\circ}\text{C}$
Растворимость $\text{KNO}_3$ (г/100г воды)	31,6	63,9	110	169	246

Мерным цилиндром отмерить объем воды, на 2-3 мл больше рассчитанного, и вылить ее в стакан с солью. Стакан с раствором поставить на плитку и нагреть до полного раство-

рения соли при перемешивании стеклянной палочкой. Отфильтровать полученный раствор через химическую воронку с бумажным фильтром. Для этого предварительно изготовить из фильтровальной бумаги гладкий фильтр, поместите его в воронку, смочить дистиллированной водой (фильтр по всей поверхности должен плотно прилегать к воронке), под воронку поставить стакан на 100 мл. Фильтрацию проводить небольшими порциями, так чтобы раствор при фильтрации оставался горячим.

#### *Техника фильтрации*

Для фильтрации через химическую воронку используют гладкий или складчатый бумажный фильтр. Гладкий фильтр готовят из круглого фильтра, соответствующего размеру воронки, или вырезают из квадратного листа фильтровальной бумаги. Для этого фильтровальную бумагу складывают пополам и еще раз пополам и обрезают по дуге по размеру воронки. Полученный конус вставляют в воронку и смачивают дистиллированной водой. Фильтр всей своей поверхностью должен плотно, без пузырьков воздуха, прилегать к стенкам воронки. Край фильтра должен быть ниже края воронки примерно на 0,5 см.

Стеклянную воронку с бумажным фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы нижний конец ее соприкасался со стенкой стакана, в который фильтруют раствор. Фильтруемый раствор с взмученным осадком переносят на фильтр по стеклянной палочке (рис.10).

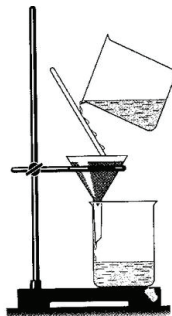


Рис.10 Фильтрация с бумажным фильтром

Полученный фильтрат в стакане охладить, поставив его в кристаллизатор с холодной водой (измерьте температуру воды). Выпавшие кристаллы отфильтровать на воронке со стеклянным фильтром под уменьшенным давлением.

#### *Фильтрация под уменьшенным давлением*

Для ускорения фильтрации его проводят под уменьшенным давлением на воронке Бюхнера или воронке со стеклянным фильтрующим дном (рис.11). В качестве приемника фильтрата обычно применяют толстостенную колбу Бунзена. Для создания разрежения используют водоструйный насос. В особых случаях между колбой Бунзена и водоструйным насосом помещают пустую предохранительную склянку для предотвращения перебрасывания воды из водоструйного насоса в колбу Бунзена. Фильтрация под пониженным давлением всегда проводят в защитной маске или защитных очках. Колба Бунзена должна быть закрыта защитным кожухом или сеткой. При проведении фильтрации не наклоняйтесь над колбой Бунзена, находящейся под вакуумом.

#### *Фильтрация на воронке Бюхнера*

Подготовка к фильтрации. Тщательно вымойте колбу Бунзена и воронку Бюхнера. При работе с водными растворами колбу можно не сушить. Для проведения фильтрации поместите на дно воронки Бюхнера два бумажных фильтра: нижний по размеру дна воронки, а диаметр верхнего должен быть на 0,5-1,0 см больше диаметра дна воронки. Чтобы изготовить такие фильтры, возьмите кружок или лист фильтровальной бумаги, положите его на воронку и слегка надавите сверху ладонью. Меньший фильтр вырежьте чуть меньше контура с учетом конусности фильтровальной воронки, а больший – немного больше контура. Меньший фильтр поместите на дно воронки, смочите небольшим количеством дистиллированной воды и плотно прижмите ко дну воронки. Сверху положите второй фильтр, смочите водой, а края расправьте по стенкам воронки с помощью оплавленной стеклянной палочки. Включите насос, чтобы фильтры плотно «присосались» ко дну и стенкам воронки. Для проверки работы насоса и герметичности прибора налейте на фильтр небольшое количество воды. Если вода, не задерживаясь, быстро проходит через фильтр, то можно приступить к фильтрации.

Фильтрацию проводят следующим образом: при выключенном водоструйном насосе перенесите на воронку Бюхнера по стеклянной палочке раствор со взмученным осадком таким образом, чтобы осадок равномерно распределился по всей поверхности фильтра, а затем включите насос:

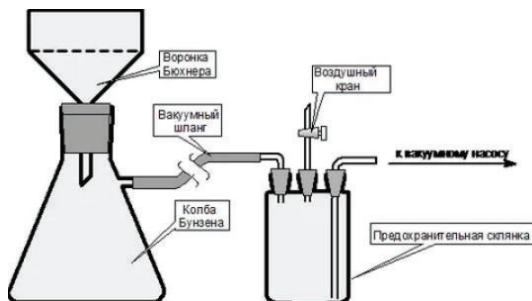


Рис.11 Фильтрация под уменьшенным давлением

Фильтрация считается законченной, если на конце воронки не появляются новые капли раствора. Промывание осадка на фильтре. Для промывания осадка на фильтре вначале выключите насос и добавьте к осадку промывную жидкость, взмутите осадок стеклянной палочкой и проведите повторное фильтрование под пониженным давлением. В качестве промывной жидкости иногда используют маточный раствор, собираемый при фильтровании в колбу Бунзена.

#### *Фильтрация на воронке со стеклянным фильтрующим дном*

Фильтрация под уменьшенным давлением на воронке со стеклянным фильтрующим дном («Стеклопоровый фильтр» или «стеклянный фильтр») и промывание осадка на фильтре проводят таким же способом, как и фильтрация на воронке Бюхнера.

Высушить на фильтре полученную соль до постоянной массы при  $100^{\circ}\text{C}$  в сушильном шкафу. Перенести сухую соль в бюкс и взвесить ее.

На основании растворимости нитрата калия при различных температурах рассчитать теоретическое значение массы соли, которую можно получить в результате перекристаллизации. Определить практический выход полученной

соли по отношению к теоретически возможному и по отношению к исходной навеске.

Поместить небольшое количество очищенной соли в пробирку, растворить ее в воде и провести с полученным раствором качественную реакцию на хлорид-ионы с нитратом серебра. Прodelать аналогичный опыт с исходной солью. Сравнить результаты. Сделать выводы по проделанной работе.

## ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ОПЕРАЦИИ: ВОЗГОНКА, ПЕРЕГОНКА, ОСУШКА

☞ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

♂ – сложный опыт

### Очистка веществ методом возгонки (сублимации)☞

*Реактивы и оборудование:* йод, йодид калия, бюксы, химический стакан вместимостью 50 мл, круглодонная колба, весы техно-химические, электрическая плитка.

**Возгонка** – это метод очистки веществ, основанный на переходе вещества при нагревании из твердого в газообразное состояние (минуя жидкую фазу). Процесс возгонки состоит в нагревании возгоняемого тела до температуры, при которой начинают выделяться его пары; с этого момента поддерживают постоянную температуру во все время процесса; выделяемые пары подвергают охлаждению, и они переходят снова в твердый, но уже очищенный от примесей продукт. Преимущество очистки твердых веществ возгонкой по сравнению с кристаллизацией заключается в большем выходе чистого вещества и простоте аппаратуры, а также в том, что очищенное вещество свободно от загрязнений, которые даже при тщательной кристаллизации попадают в конечный продукт. Возгонка используется также для очистки твердых веществ, обладающих значительным давлением паров ( $As_2O_3$ ,  $NH_4Cl$ ,  $I_2$ , бензойная кислота).

### Ход работы:

Отвесить в бюксе около 0,3 г мелко истертого кристаллического йода и 0,1 г йодида калия на техно-химических весах. Пересыпать оба вещества в химический стакан на 50 мл и перемешать их стеклянной палочкой.

Закреть стакан круглодонной колбой, заполненной холодной водой и поставить на плитку (рис.12).

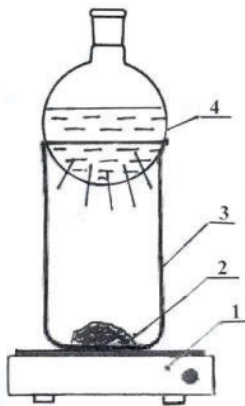


Рис. 12 Прибор для возгонки йода: 1 – плитка; 2 – йод с йодидом калия; 3 – стакан; 4 – колба с холодной водой

Нагреть стакан. Прекратить нагревание после возгонки всего йода.

Охладить стакан на воздухе, собрать полученные кристаллы йода в бюкс, используя шпатель.

Взвесить полученный йод и рассчитать его выход в % по отношению к исходной массе. От каких примесей очищается йод в ходе возгонки?

Сделать выводы по проделанной работе.



## Очистка жидкостей методом перегонки ☺

*Реактивы и оборудование:* установка для простой перегонки воды; вода, загрязненная солью  $\text{Cu(II)}$ .

**Перегонка** – это процесс испарения перегоняемой жидкости с дальнейшим охлаждением и конденсацией паров в приемнике. Перегонка используется в тех случаях, когда нужно очистить перегоняемый раствор от мало- и нелетучих примесей (простая перегонка), или отделить друг от друга летучие жидкости (фракционная перегонка).

### Ход работы:

Собрать прибор для перегонки жидкостей при атмосферном давлении, зарисовать его (рис.13).

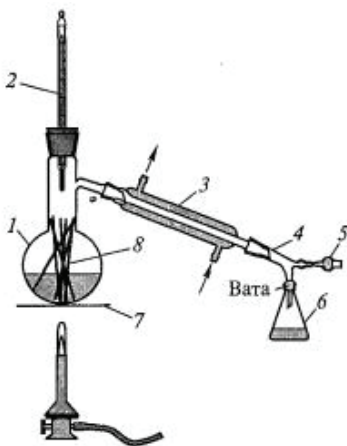


Рис. 13 Прибор для перегонки воды: 1 – колба Вюрца; 2 – термометр; 3 – прямой холодильник; 4 – аллонж; 5 – хлоркальциевая трубка с натронной известью; 6 – колба-приемник; 7 – асбестовая сетка или песчаная баня; 8 – капилляры

Налить в колбу Вюрца до  $1/3$  воды, содержащей примесь сульфата меди. Обратит внимание на цвет раствора.

Нагреть на плитке раствор в колбе до кипения. Отметить температуру кипения воды. Отогнать 5-10 мл воды, отметить ее цвет.

От каких примесей можно очистить воду методом перегонки?

Сделать выводы по проделанной работе.

### Очистка и осушка газов



*Реактивы и оборудование:* аппарат Киппа, заряженный для получения  $\text{CO}_2$ , промывная склянка, хлоркальциевая трубка с твердым поглотителем, раствор нитрата серебра.

Для очистки и осушения газов в лабораториях применяют химическую и физическую адсорбцию примесей или влаги. Для очистки газа его пропускают (продувают) через промывные склянки, содержащие реагенты-поглотители в жидком или твердом состоянии.

### Ход работы:

Познакомиться с устройством аппарата Киппа, заряженного для получения углекислого газа, зарисовать аппарат (рис.14). Написать уравнение химической реакции, протекающей в аппарате.

Присоединить к аппарату Киппа склянку Дрекселя для промывки газов, заполненную дистиллированной водой. Зарисовать склянку.

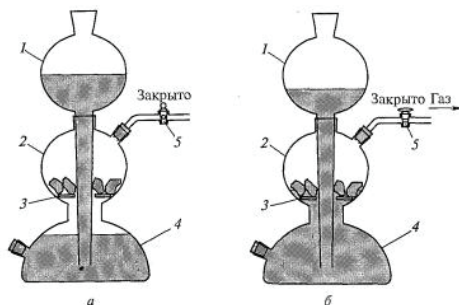


Рис. 14 Аппарат Киппа: а – заряжен и готов к работе; б – в работе; 1– верхний резервуар; 2 – средний резервуар; 3 – кольцевой вкладыш для размещения твердого реагента; 4 – нижний резервуар; 5 – кран

Пропускать газ через склянку в течении 5 минут. Перелить немного воды из склянки в пробирку и добавить к ней несколько капель нитрата серебра. Что наблюдается? Сделать аналогичный опыт с исходной дистиллированной водой. От какой примеси очищается углекислый газ? Сделать вывод.

Присоединить к аппарату Киппа U-образную трубку с ватным фильтром, пропитанным безводным сульфатом меди или хлоридом кобальта (твердый реагент-поглотитель) (рис.15). Отметить цвет наполнителя.

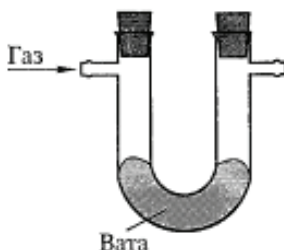


Рис. 15 U-образная трубка с ватным фильтром

Пропускать газ в течении 5 минут. Отметить, как изменяется цвет наполнителя в трубке? От какой примеси очищается углекислый газ?

Сделать выводы по проделанной работе.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА ☞♂☺

☞—опыт проводить под тягой

☺— групповой опыт

♂—сложный опыт

Оксид углерода (IV) (углекислый газ, диоксид углерода, двуокись углерода) -  $\text{CO}_2$ , бесцветный газ, без запаха, со слегка кисловатым вкусом. При атмосферном давлении диоксид углерода при охлаждении до  $-78^\circ\text{C}$  пере-

ходит непосредственно из газообразного состояния в твердое («сухой лед»). Диоксид углерода не токсичен, но не поддерживает дыхание, и большая концентрация в воздухе вызывает удушье. По химическим свойствам диоксид углерода относится к кислотным оксидам. При растворении в воде образует угольную кислоту. Реагирует со щелочами с образованием карбонатов и гидрокарбонатов. Концентрация углекислого газа в атмосфере Земли составляет в среднем 0,038 %. Углекислый газ поглощает испускаемые Землёй инфракрасные лучи и является одним из парниковых газов, вследствие чего принимает участие в процессе глобального потепления. В промышленности углекислый газ получают из печных газов, из продуктов разложения природных карбонатов (известняк, доломит), а также на установках разделения воздуха, как побочный продукт получения чистого кислорода, азота и аргона. В лабораторных условиях небольшие количества получают взаимодействием карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей.

### **Ход работы:**

Ознакомиться с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа, зарисовать ее и убедиться в том, что она работает.

Аппарат Киппа – это универсальный прибор для получения газов действием жидкости на твёрдое вещество при комнатной температуре в лабораторных условиях. Изобретён голландским аптекарем Петером-Якобом Киппом в 1853 г. Аппарат состоит из трёх стеклянных сосудов; средний и нижний резервуары соединены перетяжкой, через которую проходит воронка с длинной трубкой, служащая для сообщения верхнего сосуда с нижним (рис.16). Твёрдое вещество помещают в средний резервуар, снабженный газоотводной трубкой с краном. В воронку наливают жидкость, которая, заполнив нижний сосуд, поступает в средний резервуар и взаимодействует с твёрдым веществом. Выделяющийся газ выходит через газоотводную трубку. При закрытом кране газ вытесняет жидкость из среднего сосуда, и реакция прекращается:

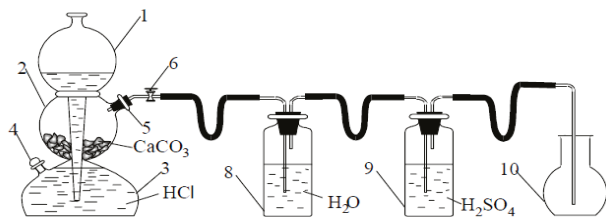


Рис.16 Установка для получения углекислого газа

1-шарообразная воронка, 2,3- соединённые между собой резервуары, 4, 5- тубусы, 6-кран, 8 и 9- промывные склянки, 10 – приёмник углекислого газа.

Плоскодонную колбу-приемник закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на аналитических (или теххимических) весах заполненную воздухом колбу с пробкой ( $m_{к+в}$ ) с точностью не менее 0,001 г.

Наполнить плоскодонную колбу углекислым газом из аппарата Киппа. Какая реакция используется для получения углекислого газа в этом аппарате? Написать уравнение реакции. Газ следует пропускать в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках. Через 5 мин, не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно убрать газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой.

Взвесить колбу с диоксидом углерода ( $m_{к+г}$ ).

Измерить рабочий объем колбы ( $V$ ), для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты и замерить объем воды, вылив её в мерный цилиндр.

*Запись данных опыта и расчеты*

Записать значения атмосферного давления ( $p$ ) и температуры ( $T$ ), при которых проводится опыт.

Вычислить массу воздуха ( $m_B$ ) в колбе по уравнению Клапейрона-Менделеева на основании известной молярной массы воздуха.

Найти массу пустой колбы с пробкой:  $m_K = m_{K+B} - m_B$ .  
Найти массу диоксида углерода в объеме колбы  $m_G = m_{K+G} - m_K$ .  
Занести все полученные значения в таблицу:

$m_{K+B}$	$m_{K+G}$	$m_B$	V	p	T	$m_G$

Вычислить молярную массу углекислого газа ( $M_G$ ) двумя способами:

- на основании плотности по воздуху;
- по уравнению Менделеева-Клапейрона.

Вычислить среднее значение молярной массы углекислого газа, г/моль (с точностью до двух знаков после запятой).

Определить погрешность определения, сравнивая среднее опытное значение  $M_G$  с известной величиной  $M(\text{CO}_2)$ .

Абсолютная погрешность ( $\Delta$ ):  $\Delta M = M_G - M(\text{CO}_2)$

Относительная погрешность ( $\delta$ ):  $\delta = \frac{|\Delta M|}{M(\text{CO}_2)} 100\%$

Сделать выводы по проделанной работе.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА КАРБОНАТА НАТРИЯ ♂ ☺

☛ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

♂ – сложный опыт

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое в данной реакции реагирует с 8 г кислорода, 1 г водорода или с одним эк-

вивалентом другого вещества. Эквивалент сложного вещества определяется реакцией, в которой участвует вещество. Поэтому он не является постоянной величиной (как, например, молекулярная масса) и может иметь различные значения. Молярная масса эквивалента соли равна ее молекулярной массе, деленной на количество атомов металла в составе соли и на валентность этого металла.

### Ход работы:

Собрать установку для определения эквивалента карбоната натрия по известному эквиваленту диоксида углерода, выделяющегося при взаимодействии карбоната натрия с кислотой (рис. 17).

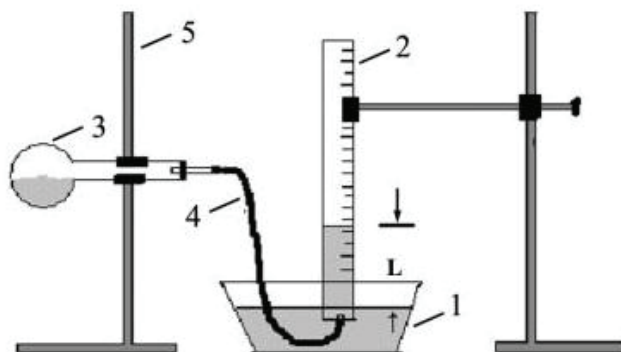


Рис.17 Установка для определения молярной массы эквивалента карбоната натрия: 1-кристаллизатор, 2-мерный цилиндр, 3-круглодонная колба, 4-газоотводная трубка, 5-штатив.

Для этого наполнить кристаллизатор на половину его объема насыщенным раствором поваренной соли, в котором растворимость диоксида углерода меньше, чем в воде. Тем же раствором наполнить вровень с краями мерный цилиндр вместимостью 100 мл и закрыть его стеклянной пластинкой, надавивая последнюю скользящим движением. Перевернуть цилиндр вверх дном и опустить в кристаллизатор. Аккуратно

удалить находящуюся под раствором стеклянную пластинку, так чтобы в цилиндр не попал воздух. Закрепить цилиндр в лапке штатива.

В колбу емкостью 50 мл аккуратно налить 10 мл 2 н раствора хлороводородной кислоты и закрепить колбу в штативе в горизонтальном положении.

Взвесить на весах с точностью не менее 0,001 г около 0,3 – 0,4 г карбоната натрия. Навеску соли вместе с бумагой поместить осторожно в горло колбы таким образом, чтобы соль не могла преждевременно упасть в кислоту

Плотно закрыть колбу пробкой с газоотводной трубкой и подвести открытый изогнутый конец трубки под цилиндр. Аккуратно наклонив колбу, стряхнуть бумагу с солью в колбу и, перемешивая, растворить навеску. Что наблюдается? Написать уравнение происходящей реакции.

По окончании выделения газа измерить в цилиндре объем выделившегося диоксида углерода и с помощью линейки измерить расстояние  $l$  от уровня воды в кристаллизаторе до уровня воды в цилиндре.

*Запись данных опыта и расчеты*

Зарисовать схему прибора.

Записать данные опыта:

- масса навески (карбоната натрия)  $m_{Na_2CO_3}$ , г;
- объем выделившегося диоксида углерода  $V$ , мл;
- расстояние от уровня воды в кристаллизаторе до уровня воды в цилиндре  $l$ , мм;
- температура опыта  $t$ ,  $^{\circ}C$ ;
- атмосферное давление  $p$ , ммрт. ст.



По уравнению Менделеева-Клапейрона

$$p_{CO_2} V = \frac{m}{M} RT$$

вычислить массу  $m_{CO_2}$ . Для определения давления  $p_{CO_2}$  следует из атмосферного давления  $p$  вычесть давление столба жидкости  $p_{p-pa}$ . Последнее (в мм рт.ст) вычислить по формуле

$$p_{p-pa} = \frac{P_{p-pa}}{P_{Hg}} l$$

Плотность насыщенного раствора хлорида натрия  $\rho_{p-pa} = 1,20 \text{ г/см}^3$ , плотность ртути  $\rho_{Hg} = 13,60 \text{ г/см}^3$ . Парциальным давлением водяного пара ввиду его малого значения в насыщенном растворе поваренной соли в данном опыте можно пренебречь. Таким образом:  $p_{CO_2} = p - p_{p-pa}$ .

Зная, что молярная масса эквивалента оксида  $CO_2$  в реакции нейтрализации, протекающей с образованием  $Na_2CO_3$ , равна половине его молярной массы, и применяя закон эквивалентов

$$M_{эк(Na_2CO_3)} \div M_{эк(CO_2)} = m_1 \div m_{CO_2}$$

вычислить молярную массу эквивалента  $Na_2CO_3$ .

Найти абсолютную и относительную погрешность определения.

Сделать выводы по работе.

## УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА СОЛИ

 – опыт проводить под тягой

 – групповой опыт

 – сложный опыт

Кристаллогидраты – это вещества, кристаллизующиеся с одной или несколькими молекулами воды. Некоторые кристаллогидраты

при нагревании до определенной температуры теряют только воду, а разложение вещества происходит при более высокой температуре. В частности, кристаллогидрат сульфата меди теряет полностью кристаллизационную воду при температуре  $258^{\circ}\text{C}$ , превращаясь в безводную соль; разложение безводного сульфата меди начинается при  $653^{\circ}\text{C}$ .

### **Ход работы:**

Прокаленный фарфоровый тигель взвесить на весах с точностью не менее 0,001 г. Насыпать в тигель около 1 г растертого в порошок кристаллогидрата сульфата меди и взвесить тигель. Отметить первоначальный цвет соли.

Поставить тигель с солью в сушильный шкаф и нагревать 30 мин при температуре  $300^{\circ}\text{C}$ . Наблюдать за изменением цвета соли. По окончании обезвоживания (соль при этом полностью побелеет) поставить тигель в эксикатор и оставить там на 10-20 мин до полного охлаждения. Почему нельзя охлаждать тигель с солью на воздухе?

Остывший тигель вынуть из эксикатора и взвесить.

### *Запись данных опыта и расчеты*

Написать уравнение реакции, происходящей при прокаливании кристаллогидрата сульфата меди.

- Масса тигля, г.
- Масса тигля с кристаллогидратом, г.
- Масса кристаллогидрата, г.
- Масса тигля с солью после прокаливании, г.
- Масса удаленной воды, г.
- Масса безводной соли, г.

Рассчитать число моль воды, приходящейся на 1 моль безводной соли, и составить химическую формулу кристаллогидрата сульфата меди. Сопоставить полученную формулу с известной для этой соли.

Сделать выводы по опыту.

# СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

☞ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

♂ – сложный опыт

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

Для реакции, протекающей по уравнению  $aA + bB = cC + dD$ , скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ согласно уравнению:  $V = kC_A^n C_B^m$ , где  $k$ -константа скорости реакции;  $C_A$  и  $C_B$  – молярные концентрации реагирующих веществ А и В;  $n$  и  $m$ - показатели степени (частные порядки реакции по веществам А и В; сумма  $(n+m)$ - общий кинетический порядок реакции. Для простых реакций (протекают в одну стадию) частные порядки совпадают с коэффициентами перед реагентами в химическом уравнении реакции ( $a$  и  $b$ ), а общий порядок равен сумме коэффициентов в левой части уравнения реакции. Для сложных реакций (протекают в несколько стадий с образованием промежуточных продуктов) кинетические порядки могут не совпадать с коэффициентами перед реагентами. В этом случае порядок реакции определяется порядком самой медленной из всех протекающих реакций (лимитирующая стадия). Для сложных реакций порядок может быть не только целым, но и дробным числом. Кинетический порядок реакции определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагента.

### *Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой*

#### **Ход работы:**

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



За ходом реакции можно следить по появлению опалесценции и дальнейшему помутнению раствора от образующейся свободной серы.

Предварительно проделать качественный опыт, для чего в пробирку внести 5 капель 1 н раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель 2 н раствора серной кислоты. Что наблюдается?

Приготовить четыре раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в четыре сухие пробирки внести указанное в таблице число капель тиосульфата натрия и воды.

№ пробирки	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	Концентр. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (усл. ед.)	Время течения реакции (с)	Скорость реакции $V \sim 1/t$ , (усл. ед.)
1	5	15	1С		
2	10	10	2С		
3	15	5	3С		
4	20	0	4С		

В пробирку № 1 добавить одну каплю 2 н серной кислоты, быстро встряхнуть и включить секундомер. Измерить время  $t$  от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Занести полученный результат в таблицу. Провести аналогичный опыт с другими растворами.

Рассчитать начальную скорость химической реакции в условных единицах, как  $1/t$ . Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для этого на оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости. Как скорость реакции

зависит от концентрации тиосульфата натрия? По виду графика определить порядок реакции по тиосульфату.

Как скорость реакции зависит от концентрации реагирующих веществ? Сформулировать основной закон химической кинетики («закон действия масс»). Что такое порядок и молекулярность реакции?

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе♂**

При повышении температуры скорость химических реакций возрастает, т.к. увеличивается число активных столкновений между реагирующими частицами. Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа<sup>1</sup>, при увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в два-четыре раза:

$$V(t_2)/V(t_1) = \gamma^{(t_2-t_1)/10}$$

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

Правило Вант-Гоффа<sup>1</sup> соблюдается для реакций с энергией активации 60-120 кДж/моль в температурном диапазоне 10-400°C. В общем случае температурная зависимость скорости реакции более корректно описывается уравнением Аррениуса.

### *Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой*

#### **Ход работы:**

Приготовить три термостата, в качестве которых использовать химические стаканы, заполненные наполовину водой с различной температурой. Стакан № 1 наполнить водой

---

<sup>1</sup>Якоб Хендрик Вант-Гофф – голландский химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901г.) «В знак признания огромной важности открытия законов химической динамики и осмотического давления в растворах».

с комнатной температурой, в стакане № 2 приготовить воду с температурой приблизительно на  $10^{\circ}\text{C}$  выше температуры воды в стакане № 1, а в стакане № 3 – на приблизительно  $10^{\circ}\text{C}$  ниже, чем в стакане № 1.

В стакан № 1 поместить термометр и пробирку с 10 каплями 1 н раствора тиосульфата натрия и 10 каплями воды. Термостатировать раствор в течении 5 минут. Не вынимая пробирку с тиосульфатом из термостата, добавить в нее одну каплю 2 н серной кислоты, быстро встряхнуть и включить секундомер. Измерить время  $t$  от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Занести полученный результат в таблицу.

Провести аналогичный опыт при других температурах.

№ пробирки	Температура опыта, $^{\circ}\text{C}$	Время течения реакции (с)	Скорость $V \sim 1/t$ (усл.ед/)
1			
2			
3			

Рассчитать начальную скорость химической реакции в условных единицах, как  $1/t$ . Начертить график зависимости скорости реакции от температуры. Для этого на оси абсцисс отложить в определенном масштабе температуры, на оси ординат – соответствующие им скорости.

Рассчитать температурный коэффициент скорости исследуемой химической реакции. Соблюдается ли правило Вант-Гоффа для этой реакции?

Сделать выводы по опыту.

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

*Растворение карбоната кальция в хлороводородной кислоте*

#### **Ход работы:**

Взять два небольших одинаковых по массе кусочка мела. Один из них измельчить в ступке в порошок. Полученный порошок поместить в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустить в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавить одинаковое количество (~2 мл) концентрированной хлороводородной кислоты и включить секундомер (Для соблюдения одновременности добавления кислоты опыт могут проводить два студента). Что наблюдается?

Написать уравнение реакции. Отметить время полного растворения мела в каждом случае. Почему скорость растворения мела в этих двух случаях различна?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Использование фотометрического метода для изучения кинетики химических реакций** ♂ 😊

*Взаимодействие малахитового зеленого со щелочью*

Если исходные вещества или продукты реакции имеют окраску, то есть поглощают электромагнитное излучение в видимой области спектра (400–750 нм), то за ходом реакции удобно следить путем измерения оптической плотности раствора при фиксированной длине волны, отвечающей максимальному поглощению одного из реагентов. Для измерения оптической плотности растворов используют специальные приборы – спектрофотометры, фотоколориметры (колоримет-

ры). Согласно закону Бугера-Ламберта-Бера, оптическая плотность  $A$  ( $A$  – absorbance) зависит от концентрации вещества ( $C$ ), длины оптического пути ( $l$ ), молярного коэффициента светопоглощения ( $\epsilon$ ):  $A = \epsilon \cdot l \cdot C$ .

Малахитовый зеленый (тетраметил-4, 4-диаминотрифенилметан) (рис. 18) – это органический краситель, кислотно-основный индикатор, который в сильнощелочной среде ( $\text{pH} = 11-13$ ) реагирует с гидроксид-ионами с образованием трифенилкарбинола. При этом синезеленая окраска малахитового зеленого обесцвечивается.

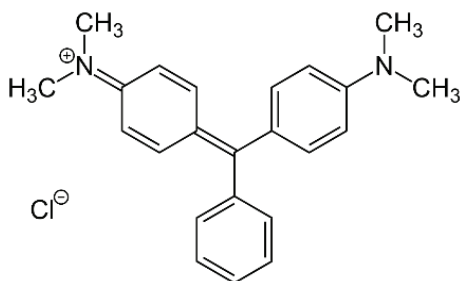


Рис.18 Малахитовый зеленый

За ходом реакции можно следить по уменьшению интенсивности окраски раствора во времени с использованием специального фотоколориметрического датчика, который регистрирует оптическую плотность при длине волны 660 нм.

### Ход работы:

Подготовить к работе учебный лабораторный комплекс (модуль) *Физическая и коллоидная химия (блок Кинетика)*

- Закрепить на стойках штативов датчик для измерения температуры (термодатчик) и датчик для измерения оптической плотности при 660 нм (Фотоколориметр).
- Налить в химический стакан 75 мл голубого раствора малахитового зеленого.



- Включить модуль (тумблер справа). На экране отображается процесс загрузки, после чего на дисплее появится Стартовое меню.
- Выбрать пункт «Открытый эксперимент» кнопкой ■.
- На дисплее отразится Основное меню. В основном меню располагается четыре вкладки: Тип, Устройство, Параметры, Проверка. Для перехода между вкладками использовать кнопки ◀ и ▶.
- Во вкладке Тип выбрать «Кинетика» с помощью кнопок ▼ ▲ и ■.
- Перейти во вкладку Устройства, на которой отображается список доступных исполнительных устройств (Мешалка, Термостат) и список доступных измерительных датчиков (Термодатчик, Кондуктометр). Выбрать датчики Термодатчик и Фотоколориметр, отметить их галочкой. Для этого выбрать устройство с помощью ▼ ▲ и подтвердить выбор с помощью ■. При этом готовый к работе датчик Фотоколориметр периодически мерцает красным светом.
- Перейти во вкладку Проверка. Убедиться, что в списке присутствуют измерительные устройства с кругом зеленого цвета.
- Поставить стакан с красителем в термостат, погрузить датчики.
- Во вкладке Проверка выбрать «Начать эксперимент».
- Во вкладке Измерение убедиться, что датчики показывают температуру и оптическую плотность раствора А (в диапазоне около от 0,2 до 1,5).
- Настроить режим измерений. Для этого задать количество точек (20) и время между измерениями (Интервал) в секундах (5–10 с). Общее время измерений отразится

автоматически. Настройку проводить с помощью ▼▲ и подтвердить выбор с помощью ■.

- Быстро прилить в стакан с малахитовым зеленым 5 мл раствора 0,1 н. NaOH, перемешать стеклянной палочкой и нажать «Измерить» кнопкой ■. Обратить внимание на постепенное обесцвечивание раствора красителя в ходе реакции.
- При необходимости выхода в Стартовое меню необходимо нажать и удерживать несколько секунд кнопку ◀.
- После окончания измерений на вкладке Окно измерений с помощью ◀ и ▶ перейти во вкладку Результаты, где в форме таблицы сохранены номер измерения и соответствующие значения А (+ температура раствора). Посмотреть на график изменения А в ходе реакции во вкладке График.

Записать результаты в тетрадь и построить график зависимости А от времени протекания реакции.

Номер измерения	Время реакции (τ), с	А	$V \sim \Delta A / \Delta \tau$ (усл. ед.)
1	0		
2			
3			
.....			

Построить график зависимости А от τ. Рассчитать среднюю скорость реакции V (в условных единицах) в различные промежутки времени как  $V \sim \Delta A / \Delta \tau$ . Построить график зависимости V от τ. Как меняется скорость реакции по мере ее протекания? Почему?

Сделать выводы по опыту.

## КАТАЛИЗ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

☞—опыт проводить под тягой

😊— групповой опыт

♂—сложный опыт

### Опыт 1. Влияние катализатора на скорость реакции

а) Каталитическое разложение перекиси водорода ☞ 😊

В водных растворах пероксид водорода (перекись водорода) медленно разлагается, особенно на свету. Присутствие некоторых твердых (диоксид марганца или свинца, палладий, платина) или растворенных веществ (соли тяжелых металлов), а также ферментов (каталаза) ускоряет этот процесс (гетерогенный, гомогенный и ферментативный катализ, соответственно). Благодаря своим сильным окислительным свойствам пероксид водорода нашёл широкое применение в быту и в промышленности, где используется, например, как отбеливатель на текстильном производстве и при изготовлении бумаги. Применяется как ракетное топливо, в медицине, в качестве пенообразователя при производстве пористых материалов, в производстве отбеливающих средств, для дезинфекции технологических поверхностей оборудования, непосредственно соприкасающихся с продукцией. Кроме того, на предприятиях по производству молочной продукции, соков (растворы перекиси водорода используются для дезинфекции упаковки – технология «ТетраПак»).

#### **Ход работы:**

Налить в коническую колбу 20 мл 10% водного раствора перекиси водорода. Добавить к этому раствору 10 мл раствора комплексной соли сульфата тетраамминмеди (II). Что наблюдается? Как изменяется окраска раствора в ходе опыта? Почему? Написать уравнение реакции.

В коническую колбу налить 20 мл 10% перекиси водорода и осторожно добавить несколько крупинок диоксида марганца ( $MnO_2$ ). Что наблюдается? Поднести к отверстию колбы тлеющую лучинку. Что происходит? Почему? Написать уравнение реакции.

Сделать выводы по опыту.

б) *Каталитическое окисление аммиака* 🗨️ 😊

Получить небольшое количество катализатора  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  путем нагревания кристаллического дихромата аммония в фарфоровой чашке. Что наблюдается? Почему? Написать уравнение происходящей реакции.

Большую коническую колбу заполнить парами аммиака. Для этого налить на дно колбы немного концентрированного 25% раствора аммиака, неплотно закрыть ее пробкой и слегка нагреть на плитке. Быстро слить избыток раствора аммиака и плотно закрыть колбу пробкой.

Поместить катализатор на железную ложечку для сжигания и сильно раскалить его на пламени спиртовки. Открыть колбу с аммиаком и быстро высыпать туда нагретый катализатор с ложечки. Что наблюдается? Объяснить появление искр в колбе и (возможно) белого дыма. Написать уравнение реакции. До каких продуктов окисляется аммиак кислородом воздуха в присутствии катализатора?

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Смещение химического равновесия обратимых реакций**

Характер смещения под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать применяя принцип Ле Шателье<sup>2</sup>: если на систему, находящуюся в равновесии оказывается воздействие из вне, то равновесие в системе смещается так, чтобы ослабить внешнее воздействие.

Влияние концентраций. Повышение концентрации одного из реагирующих веществ смещает равновесие реакции в сторону расходования вещества. Понижение концентрации – в сторону образования вещества.

Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с поглощением теплоты (эндотермической),

---

<sup>2</sup> Анри Луи Ле Шателье (1850-1936 гг.) – французский физик и химик.

а понижение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с выделением теплоты (экзотермической).

Влияние давления. Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объема и, наоборот, понижение давления – в сторону реакции, идущей с увеличением объема.

### **Ход работы:**

#### *а) Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия*

В химический стаканчик налить немного разбавленного раствора хлорида железа (III) и разбавленного раствора роданида калия, перемешать. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Разлить содержимое стакана приблизительно поровну на четыре пробирки. Одну пробирку сохранить для сравнения как эталон. В остальные пробирки добавить: 1) несколько капель концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ ; 2) несколько капель концентрированного раствора  $\text{KSCN}$ ; 2) немного кристаллического  $\text{KCl}$ . Что наблюдается?

Сравните интенсивность полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. Какое вещество придает раствору красную окраску? Как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия? Используя принцип Ле Шателье, объяснить, в каком направлении смещается вышеуказанное равновесие? Написать выражение для константы этого равновесия.

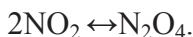
Сделать выводы по опыту.

#### *б) Влияние температуры на смещение равновесия ☺*

Заполнить «бурым газом» две сухие колбочки так, чтобы интенсивность окраски газа была примерно одинаковой. При-

готовить два термостата-стакана: один с горячей, а другой с холодной водой с добавлением льда. Одновременно опустить в стаканы обе колбочки с бурым газом. Что наблюдается? Как изменяется окраска газа в каждой колбе?

Обратимая реакция димеризации диоксида азота  $\text{NO}_2$  бурого цвета, протекает с образованием бесцветного димера  $\text{N}_2\text{O}_4$ :



На основании сделанных наблюдений и принципа Ле-Шателье решить вопрос о тепловом эффекте прямой и обратной реакций. Написать выражение для константы равновесия этой реакции.

Сделать выводы по опыту.

## ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ. ТИТРОВАНИЕ

☞ – опыт проводить под тягой

😊 – групповой опыт

♂ – сложный опыт

### Опыт 1. Приготовление раствора кислоты заданной концентрации ☞ ♂ 😊

#### Ход работы:

Приготовить 0,1 н раствор серной кислоты путем разбавления более концентрированного раствора. Для этого налить имеющуюся в лаборатории серную кислоту (5-10% по массе) в стеклянный цилиндр и определить ее плотность ареометром.

Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей, принцип работы которого основан на законе Архимеда (рис.19). Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом (дробь). В верхней,

узкой части находится шкала, которая проградуирована в значениях плотности раствора. Шкала градуирована в единицах плотности ( $\text{кг/м}^3$  или  $\text{г/см}^3$ ). Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Между плотностью раствора и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц. Благодаря этому ориентировочное определение концентрации растворенного вещества в пределах точности  $\pm 0,5\%$  может быть проведено путем экспериментального измерения плотности раствора и последующего нахождения концентрации вещества по табличным данным. Для измерения плотности исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр. Осторожно погружая в него поочередно ареометры, подбирают такой из них, при котором уровень жидкости находится в пределах его шкалы. При этом ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра на уровне поверхности жидкости отвечает плотности этой жидкости.

Пользуясь справочными данными, определить, какому содержанию  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (в %) соответствует найденная плотность?

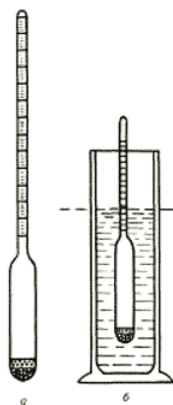


Рис.19 Внешний вид ареометра (а); измерение плотности жидкости с помощью ареометра (б).

Рассчитать, какой объем этой кислоты нужно взять для приготовления 100 мл раствора серной кислоты

с концентрации 0,1 н. Отмерить этот объем мерным цилиндром. В мерную колбу вместимостью 100 мл примерно на одну треть ее объема налить дистиллированную воду. Через воронку перелить в нее всю кислоту. Ополоснуть воронку водой, вынуть ее и дождаться охлаждения колбы до комнатной температуры. Затем, добавляя воду, довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Последние порции воды добавлять по каплям пипеткой. Плотнo закрыть колбу пробкой, перемешать несколько раз полученный раствор, перевертывая колбу вверх дном. Приготовленный раствор сохранить для следующего опыта.

## **Опыт 2. Определение концентрации раствора кислоты титрованием♂**

*Титрование* — это процесс, при котором к определяемому веществу постепенно добавляют раствор реактива точно известной концентрации (*титрант*) до установления момента, при котором количество титранта строго эквивалентно количеству анализируемого вещества, то есть до установления *точки эквивалентности* (т. э.). Определить точку эквивалентности можно визуально (индикаторный способ) или инструментально.

### ***Ход работы:***

Бюретку вместимостью 25 мл (рис. 20) заполнить раствором гидроксида натрия с точно известной концентрацией. Для этого укрепить бюретку в штативе и через воронку налить в неё щелочь несколько выше нулевого деления. Заполнить кончик бюретки раствором. Довести уровень щелочи в бюретке до нулевой отметки, выпуская раствор по каплям через нижний конец бюретки. Отсчёт вести по нижнему уровню мениска.



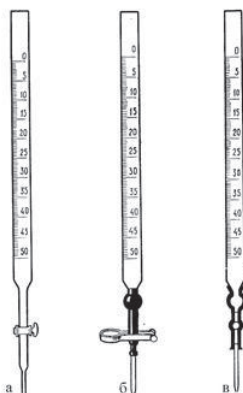


Рис.20 Различные виды бюреток (градуированная стеклянная трубка, предназначенная для измерения объема раствора при титровании): а) бюретка с краном; б) бюретка с металлическим зажимом; в) бюретка со стеклянным шариком.

В коническую колбочку вместимостью 50 мл пипеткой Мора внести 10 мл раствора серной кислоты.

На горлышко пипетки насаживают резиновую грушу, сжимают её до должного удаления воздуха (рис.21). Затем пипетку помещают в сосуд с отбираемым раствором (как можно глубже, вплоть до касания носиком пипетки дна сосуда), отпускают грушу и ждут пока уровень жидкости в пипетке не поднимется на 1-2 см выше верхней нулевой отметки. Снимают грушу. Быстро закрывают верхнюю часть пипетки указательным пальцем и, удерживая саму пипетку большим и средним пальцами, быстро достают её из сосуда с раствором. Держа пипетку вертикально над поверхностью раствора, ослабляют нажим указательного пальца, так чтобы жидкость медленно падала из носика пипетки в раствор, пока нижняя часть её мениска не сравняется с верхней нулевой меткой на стенке пипетки. После этого нажим на горлышко пипетки быстро усиливают до полного прекращения истечения жидкости. Пипетку переносят в колбу для титрования и, ослабив нажим указательного пальца, дают из неё вытечь нужному объёму жидкости.

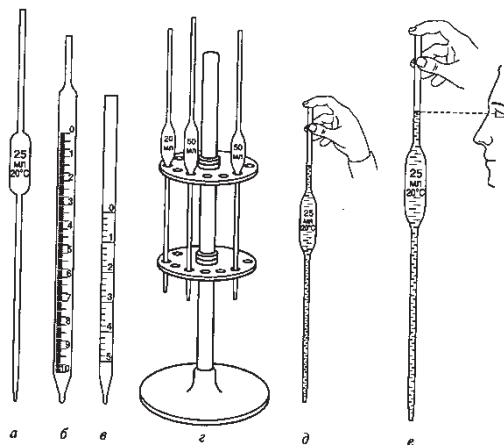


Рис.21 Различные виды мерных пипеток (пипетка Мора (а), градуированные пипетки (б, в); штатив для хранения пипеток (г); техника отбора раствора с помощью пипетки (д, е)

Внести в раствор одну каплю метилового оранжевого. Провести первое ориентировочное (грубое) титрование.

Нажимая большим и указательным пальцами левой руки на шарик бюретки, добавляют в колбу небольшими порциями раствор. При этом правой рукой осторожно встряхивают колбу для быстрого перемешивания раствора. Вблизи точки эквивалентности раствор в колбе в месте падения капли раствора из бюретки на некоторое время приобретает окраску, характерную для точки эквивалентности. Это может служить признаком приближающегося конца реакции титрования. В этом случае раствор из бюретки начинают прибавлять по одной капле, каждый раз внимательно наблюдая окраску смеси в колбе. После стойкого (неисчезающего) изменения окраски титрование прекращают и записывают показание объема жидкости в бюретке. Первое титрование служит для ориентировочного установления объёма и при расчётах не используется. Титрование с тем же исходным объёмом раствора в колбе проводят ещё не менее двух раз. Перед началом каждого нового опыта уровень жидкости в бюретке снова доводят до нулевой отметки.

Для этого небольшими порциями (по 0,5 мл) приливать раствор из бюретки в колбу с кислотой до изменения окраски метилового оранжевого с красной (розовой) на желтую. Раствор в колбочке во время титрования следует все время перемешивать лёгким круговым движением колбочки. Как только метиловый оранжевый изменит свою окраску, добавление кислоты прекратить и произвести отсчёт объема израсходованной кислоты с точностью до десятых долей миллилитра.

Повторить титрования ещё два раза, но более точно. Для этого последние порции кислоты (0,5 – 1,0 мл) следует прибавлять по каплям. Резкое изменение окраски метилового оранжевого от одной капли кислоты является показателем конца реакции. Определить объем израсходованной кислоты. Перед каждым титрованием колбу необходимо вымыть и ополоснуть дистиллированной водой, а уровень щелочи в бюретке довести до нулевой отметки

Написать уравнение реакции, происходящей при титровании. Занести результаты в таблицу:

№	Объем раствора кислоты, мл	Объем израсходованного раствора щелочи, мл
1	10	
2	10	
3	10	
		Средний объем:

Из данных двух точных титрований (которые не должны расходиться между собой более чем на 0,1 мл) взять среднее значение израсходованного объема кислоты. Рассчитать нормальность раствора кислоты по закону эквивалентов.

Сделать выводы по опыту.

# ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

☞—опыт проводить под тягой

😊— групповой опыт

♂—сложный опыт

Основные положения *теории электролитической диссоциации* были сформулированы в 1887 г. шведским ученым Сванте Аррениусом (лауреат Нобелевской премии по химии, 1903г).

- При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные ионы.

- Электролитическая диссоциация веществ, идущая с образованием свободных ионов, объясняет электрическую проводимость растворов. Под действием электрического тока катионы двигаются к катоду (–), а анионы – к аноду (+).

- Концентрации ионов в растворах слабых электролитов количественно характеризуются *константой диссоциации (K)* и *степенью диссоциации (α)*. По способности к диссоциации различают *сильные электролиты* (вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы), *слабые электролиты* (вещества, которые частично диссоциируют на ионы) и *неэлектролиты* (вещества, которые не диссоциируют на ионы). Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными ковалентными связями, а слабые электролиты и неэлектролиты содержат ковалентные неполярные или малополярные связи.

## Опыт 1. Влияние природы вещества на электролитическую диссоциацию в водных растворах 😊

### Ход работы:

Ознакомьтесь с лабораторной установкой для измерения электропроводности и зарисовать ее. Для измерения электропроводности погрузить электроды в раствор (или твердое вещество) и, не прикасаясь ни к каким частям установки, осторожно включить вилку в электрическую розетку. По яркости свечения

электрической лампочки качественно охарактеризовать электропроводность (высокая, средняя, низкая, отсутствует). При переходе от одного раствора к другому необходимо ополаскивать электроды дистиллированной водой и, если требуется, протирать досуха фильтровальной бумагой. Измерить электропроводность указанных в таблице растворов (твердых веществ) и заполнить таблицу:

<b>Вещество</b>	<b>Электропроводность</b>	<b>Схема диссоциации. Выражение для константы диссоциации</b>
Вода (дист.)		
Хлорид натрия (крист.)		
Хлорид натрия (водн. раствор)		
Сахароза (крист.)		
Сахароза (водн. раствор)		
Серная кислота (0,1 н водн. раствор)		
Уксусная кислота (0,1н водн. раствор)		
Гидроксид натрия (0,1н водн. раствор)		
Гидроксид аммония (0,1н водн. раствор)		
Этанол (водн. раствор)		
Йод (водн. раствор)		

Расположить изученные вещества в ряд по их способности к диссоциации (сильные электролиты, слабые электролиты, неэлектролиты). Описать механизм диссоциации на примере хлорида натрия и уксусной кислоты. Как природа химической

связи в веществе влияет на его способность к электролитической диссоциации?

Сделать выводы по проделанному опыту.

## **Опыт 2. Влияние природы растворителя на электролитическую диссоциацию** 🗨️ 😊

### **Ход работы:**

Приготовить два раствора (приблизительно равной концентрации) растворением безводной соли  $\text{CuCl}_2$  в воде и ацетоне. Отметить цвет исходной соли и полученных растворов. С помощью установки для измерения электропроводности сравнить электропроводность полученных растворов.

В каком растворителе соль диссоциирует лучше? (Учесть, что свободные (гидратированные) ионы  $\text{Cu}^{2+}$  имеют голубую окраску, а молекулы  $\text{CuCl}_2$  – желтую). Написать схемы диссоциации  $\text{CuCl}_2$  в воде и ацетоне. Какие свойства растворителя влияют на его способность вызывать диссоциацию растворенных веществ? Сопоставить их для используемых растворителей.

Сделать выводы по проделанному опыту.

## **Опыт 3. Влияние концентрации слабого электролита на электролитическую диссоциацию** 🗨️ 😊

### **Ход работы:**

С помощью установки для измерения электропроводности измерить электропроводность 100% (ледяной) уксусной кислоты. Разбавить кислоту водой (приблизительно в 2 раза) и снова измерить электропроводность. Еще раз разбавить полученный раствор (приблизительно в 2 раза) и снова измерить

электропроводность. Аналогичным образом продолжать разбавление и объяснить наблюдаемое изменение электропроводности.

Подтверждается ли закон разбавления Оствальда в этом опыте? При какой приблизительно концентрации уксусной кислоты электропроводность раствора максимальна?

Сделать выводы по проделанному опыту.

#### **Опыт 4. Использование кондуктометрического метода для определения минерализации воды ♂ ☺**

Под термином «общая минерализация воды» (или «соленость») понимают концентрацию всех растворенных веществ минерального происхождения. Классификация воды по уровню общей минерализации приведена в таблице:

<b>Класс</b>	<b>Минерализация, г/л</b>
Пресные	<1
Слабominерализованная вода	1 - 2
Вода малой минерализации	2 - 5
Вода средней минерализации	5 - 15
Вода высокой минерализации	15 - 30
Рассольная вода	35 - 150
Крепкорассольная вода	≥ 150

В соответствии с нормами физиологически полноценной считается вода, минимальный показатель общей минерализации которой равен 100 мг/л, максимальный – 1000 мг/л. В регионах, где вода всегда имеет повышенную или пониженную минерализацию происходит адаптация вкуса людей. Население считает такую воду вполне нормальной, даже вкусной. Однако, большинству потребителей нравится вкус воды, содержащей около 600 мг/л солей. Показатели, равные 1200 мг/л вызывают солоноватый или горьковатый привкус и большинству населения такая вода не нравится.

Для определения минерализации воды на практике часто используют кондуктометрический метод, основанный на измерении электропроводности растворов. Метод градуировочного графика заключается в построении графика зависимости удельной электропроводности растворов (УЭП) от концентрации какой-либо соли (чаще всего NaCl) в растворе. Измерив УЭП исследуемой воды с помощью этого графика можно определить ее соленость.

### Ход работы:

- Подготовить к работе учебный лабораторный комплекс (модуль) *Физическая и коллоидная химия (блок Кинетика)*.
- Закрепить на стойках штативов датчик для измерения температуры (термодатчик) и датчик для измерения УЭП (кондуктометр).
- Налить в химический стакан 50 мл раствора, в котором необходимо измерить УЭП и погрузить в него датчики.
- Включить модуль (тумблер справа). На экране отображается процесс загрузки, после чего на дисплее появится Стартовое меню.
- Выбрать кнопкой ■ пункт «Открытый эксперимент».
- На дисплее отразится Основное меню. В основном меню располагается четыре вкладки: Тип, Устройство, Параметры, Проверка. Для перехода между вкладками использовать кнопки ◀ и ▶.
- Во вкладке Тип выбрать Одиночное измерение с помощью кнопок ▼ ▲.
- Перейти во вкладку Устройства, где отображается список доступных исполнительных устройств (Мешалка, Термостат) и список доступных измерительных датчиков (Термодатчик, Кондуктометр). Выбрать датчики Термодатчик и Кондуктометр, отметив их галочкой. Для этого выбрать устройство с помощью ▼ ▲ и подтвердить выбор с помощью ■.



- Перейти во вкладку Проверка. Убедиться, что в списке присутствуют измерительные устройства с кругом зеленого цвета.
- Нажать на «Измерить» кнопкой ■.
- После окончания измерений на вкладке Окно измерений с помощью ◀ и ▶ перейти во вкладку Результаты, где сохранены полученное значение УЭП и температура раствора. Записать эти значения в тетрадь.
- При необходимости выхода в Стартовое меню необходимо нажать и удерживать несколько секунд кнопку ◀.

Измерить УЭП растворов с различной концентрацией NaCl и занести полученные значения в таблицу. Построить график зависимости УЭП от концентрации NaCl.

Концентрация NaCl, г/л	УЭП, См/м	Температура, °С
0,05		
0,1		
0,5		
1		
2		
4		
Водопроводная вода		

Измерить УЭП исследуемой водопроводной воды и с помощью градуировочного графика определить ее соленость. К какому типу по уровню минерализации относится эта вода? Соответствует ли она санитарным нормам?

Сделать выводы по проделанному опыту.

## ИНДИКАТОРЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

☞ – опыт проводить под тягой

😊 – групповой опыт

♂ – сложный опыт

Одно из важнейших свойств водных растворов – их кислотность (или щелочность), которая определяется концентрацией ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . В водных растворах произведение  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ). В абсолютно чистой воде концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  равны  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л (раствор нейтрален). В других случаях эти концентрации не совпадают: в кислых растворах преобладают ионы  $\text{H}^+$ , в щелочных – ионы  $\text{OH}^-$ . Кислотность растворов удобно выражать, используя *водородный показатель рН*, который по определению равен:  $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ ,  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ . Величина рН может изменяться в пределах от 0 до 14. Обозначение рН ввел в научный обиход в 1909 г. датский ученый С.П.Л.Сёренсен. При комнатной температуре в *нейтральных* растворах  $\text{pH} = 7$ , в *кислых* растворах  $\text{pH} < 7$ , а в *щелочных*  $\text{pH} > 7$ .

### Опыт 1. Приближенное определение рН в водных растворах при помощи индикаторов 😊

#### а) Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Для определения рН среды применяют так называемые кислотно-основные индикаторы. Большинство из них представляют собой слабые органические кислоты или основания, недиссоциированные молекулы которых и их ионы сообщают раствору различную окраску. Например, в присутствии недиссоциированных молекул фенолфталеина раствор бесцветен, а анионы окрашивают раствор в красный цвет. Обозначив молекулу фенолфталеина, являющегося слабой кислотой, через  $\text{H}_{\text{Инд}}$ , диссоциацию его в водных растворах можно выразить схемой:  $\text{H}_{\text{Инд}} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Инд}^-$

Если к этому раствору прибавить какой-нибудь сильной кислоты (или внести фенолфталеин в раствор кислоты), равновесие диссоциации его сместится влево,  $\text{H}^+$ -ионы сильной кислоты почти полностью свяжут окрашенные ионы  $\text{Инд}^-$  в бесцветные молекулы  $\text{H}_{\text{Инд}}$  и раствор обесцветится. Если же к раствору фенолфталеина прибавить щелочи (или внести фенолфталеин в раствор щелочи), то ее  $\text{OH}^-$ -ионы будут связывать  $\text{H}^+$ -ионы фенолфталеина, равновесие диссоциации последнего сместится

вправо, в сторону увеличения ионов  $\text{Инд}^-$ , и раствор окрасится в красный цвет.

Каждый индикатор меняет окраску раствора в определенном, характерном для него интервале значений pH, который называется *областью (или интервал) перехода окраски индикатора*. Так, в присутствии фенолфталеина раствор бесцветен при  $\text{pH} \leq 8$ , а при  $\text{pH} \geq 10$  имеет интенсивно красную окраску. Область перехода фенолфталеина лежит в интервале pH, равном 8–10, т. е. в щелочной среде. независимо от того, в кислой или щелочной среде находится область перехода, форма индикатора, в которой он существует в растворах, имеющих pH меньше нижнего предела области перехода, называется его кислотной формой, а та форма, в которой существует индикатор при значениях pH выше верхнего предела области перехода, называется его щелочной формой. При значениях pH, лежащих внутри области перехода, окраска раствора получается смешанная, приближаясь по оттенку либо к кислотной, либо к щелочной форме в зависимости от pH среды.

#### Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов

Индикатор	pH	Переход окраски
Метиловый оранжевый	3,1—4,0	Красный-желтый
Метиловый красный	4,2—6,2	Красный-желтый
Лакмус	5,0—8,0	Красный-синий
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтый-синий
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветный-малиновый
Тимолфталеин	9,3—10,5	Бесцветный-синий

### Ход работы:

Определить окраску кислотной и щелочной форм наиболее часто применяемых индикаторов. Наблюдение провести в сильнокислой и сильнощелочной средах, чтобы в первом случае рН был заведомо ниже, а во втором заведомо выше рН области перехода указанных индикаторов. Для этого в одну пробирку внести немного 0,1 н раствора HCl, а в другую 0,1 н раствора NaOH. После этого в обе пробирки добавить по одной-две капли индикатора. Свои наблюдения по окраске кислотной и щелочной форм индикаторов записать в таблицу.

Наименование индикатора	Окраска индикатора		
	кислотной формы	в области перехода	щелочной формы

Область перехода какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде? Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной? Вычислить рН в 0,0001 н. растворе хлороводородной кислоты и сказать, можно ли в этом растворе наблюдать окраску кислотной формы индикатора бромтимолового синего? Вычислить рН в 0,0001 н растворе гидроксида натрия и указать, щелочную форму какого индикатора нельзя наблюдать в этом растворе.

#### *б) Определение рН раствора с применением набора индикаторов*

Определение рН раствора при помощи набора индикаторов основано на изменении окраски испытуемого раствора при добавлении к нему разных индикаторов. Каждый индикатор добавляется к отдельной порции раствора и на основании нескольких наблюдений делается оценка рН среды как среднее арифметическое граничных значений рН области

перехода индикаторов. Набор индикаторов позволяет определять рН среды с точностью  $\pm 0,5$  рН.

### Ход работы:

Получить у преподавателя раствор с неизвестным значением рН и налить по  $\sim 2$  мл этого раствора в шесть пробирок. В каждую пробирку добавить одну-две капли одного из индикаторов и отметить его окраску. Записать наблюдения в таблицу и, проанализировав полученные данные, установить примерное значение рН исследуемого раствора:

Индикатор	Окраска индикатора	Значение рН $\text{pH} < \dots, \text{pH} > \dots,$ $\dots < \text{pH} < \dots$
Метиловый оранжевый		
Метиловый красный		
Лакмус		
Бромтимоловый синий		
Фенолфталеин		
Тимолфталеин		

### в) Определение рН раствора при помощи универсального индикатора

Для приближенного определения рН удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими окраску раствора в широком интервале рН. В этом случае предварительно готовятся серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них рН, соответствующего цвету эталона-раствора. Бумага, пропитанная универсальным индикатором и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. *Универсальная индикаторная бумага* позволяет определить значение рН растворов в широком диапазоне с точностью до единиц рН, или даже десятых долей рН. Для определения рН полоску индикаторной бумаги на несколько секунд погружают в испытуемый раствор, либо наносят

испытуемый раствор на бумагу стеклянной палочкой, либо прикладывают полоску бумаги к влажной пробе. Затем немедленно сравнивают цвет индикаторной полосы с эталонной шкалой.

### **Ход работы:**

При помощи пипетки перенести 2-3 капли исследуемого раствора на индикаторную бумагу. Сравнить окраску еще сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой и выбрать на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На цветной шкале приводятся окраски, соответствующие целым значениям рН, поэтому в случае необходимости можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценивать десятые доли рН.

Сделать вывод о рН исследуемого раствора и указать реакцию среды.

### **Опыт 2. Определение рН раствора на рН-метре ♂ 😊**

Для самого точного определения рН растворов применяются иономеры (рН-метры). Принцип работы рН-метра основан на потенциометрическом методе определения величины ЭДС электродной системы, состоящей из индикаторного электрода (стеклянный электрод) и электрода сравнения. Стеклообразный электрод состоит из тонкостенного (около 0,1 мм) шарика (1) из электродного стекла, заполненного раствором HCl(2) (рис.22). Внутри шарика помещают хлорсеребряный электрод (3) Это устройство обычно закрывают защитной трубкой 4. Скачок потенциала на границе раздела стекло-водный раствор зависит от рН. Перед началом работы проводится калибровка рН метра по стандартным буферным растворам с точно известными значениями рН в соответствии с инструкцией к иономеру. Следует чрезвычайно бережно обращаться со стеклянным электродом (не ударять, не царапать). Хранить электрод необходимо в 0,1М растворе HCl, перед измерениями промывать дистиллированной водой и осторожно осушать фильтровальной бумагой.

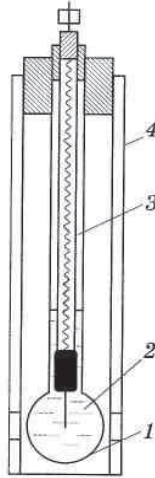


Рис.22 Конструкция стеклянного электрода

### Ход работы:

Ознакомьтесь с устройством и правилами работы на иономере. Измерить рН исследуемого раствора на рН-метре (иономере). Сопоставить полученное значение с результатами предыдущих измерений. Проверить правильность полученного значения рН, сравнив его с известным значением, указанным преподавателем.

Свести полученные результаты по измерению рН различными способами в таблицу:

Индикаторы	Индикаторная бумага	рН-метр	Истинное значение рН

Сделать вывод по всему проведенному опыту, сравнив различные способы определения рН с точки зрения их: 1) точности, 2) простоты, 3) возможности использовать в полевых условиях, 4) стоимости.

## ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

☞—опыт проводить под тягой

☺ — групповой опыт

♂—сложный опыт

*Гидролиз солей* — это реакция обменного взаимодействия между водой и солью, приводящая к образованию слабого электролита. Можно выделить несколько случаев гидролиза:

1. *Гидролиз по аниону* происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и др) и катионов сильных оснований ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и др). Реакция среды в растворе — щелочная.
2. *Гидролиз по катиону* происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и др) и анионов сильных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др). Реакция среды в растворе — кислая
3. *Гидролиз по катиону и аниону* одновременно характерен для солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов слабых кислот. Реакция среды в растворе — различная (нейтральная, кислая, щелочная), в зависимости от соотношения силы кислоты и основания, образующих соли.

### Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

#### Ход работы:

В семь пробирок налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: ацетата натрия; сульфата алюминия; карбоната натрия; хлорида калия; ацетата аммония. Растворить соли перемешиванием стеклянной палочкой.

По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Полученные результаты занести в таблицу:



Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды (pH<7, pH=7, pH>7)

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли: по катиону, по аниону, по катиону и аниону одновременно, простой, ступенчатый. В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции только для первой степени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие степени протекают очень слабо.

Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных

- а) сильным основанием и сильной кислотой;
- б) слабым основанием и сильной кислотой;
- в) слабым основанием и слабой кислотой;
- г) сильным основанием и сильной кислотой.

## Опыт 2. Образование основных и кислых солей при гидролизе

### Ход работы:

#### *а). Гидролиз ацетата алюминия*

В пробирку внести раствор сульфата алюминия (хлорида алюминия) и такой же объем раствора ацетата натрия. Что наблюдается? Нагреть раствор до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия  $Al(OH)_2CH_3COO$ .

Написать молекулярное уравнение реакции образования ацетата алюминия и ионное уравнение его гидролиза. Продуктом какой степени гидролиза является образовавшийся осадок

основной соли? При гидролизе каких солей могут получаться основные соли?

*б). Гидролиз сульфита натрия*

Налить в пробирку дистиллированной воды, внести туда 1-2 микрошпателя кристаллов сульфита натрия и размешать стеклянной палочкой. Определить рН полученного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

На присутствие каких ионов в растворе указывает найденное значение рН? В результате какого процесса эти ионы появились?

По отсутствию запаха сернистого газа убедиться в том, что сульфит натрия подвергается неполному гидролизу. Какая соль является продуктом гидролиза по первой ступени?

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза сульфита натрия. При гидролизе каких солей получаются кислые соли?

Сделать выводы по проделанному опыту.

### **Опыт 3. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей**

#### **Ход работы:**

В пробирки налить раствор хлорида железа(III) и добавить такой же объем раствора карбоната натрия. Что наблюдается? Отметить выделение пузырьков диоксида углерода и выпадение осадка.

Написать уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида железа(III). Почему в растворе не получился карбонат железа(III)?

Сделать выводы по проделанному опыту.

#### **Опыт 4. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей**

*а) Влияние силы кислоты и основания, образующего соль, на степень ее гидролиза*

##### **Ход работы:**

В две пробирки налить дистиллированной воды. В одну пробирку поместить один микрошпатель кристаллов сульфата натрия, в другую - столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина. Написать ионные уравнения гидролиза сульфата натрия и карбоната натрия (по первой степени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов  $\text{OH}^-$  более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

Степень гидролиза какой соли при одинаковых концентрациях и температуре должна быть больше: сульфата алюминия или сульфата магния? В растворе какой соли концентрация ионов  $\text{H}^+$  выше? Проверить свой ответ опытом, определив ориентировочно при помощи индикаторной бумаги pH растворов этих солей.

Сделать общий вывод о влиянии силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

*б) влияние температуры на степень гидролиза соли*

##### **Ход работы:**

Налить в пробирку дистиллированной воды и внести в нее 2-3 микрошпателя ацетата натрия. Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Что наблюдается?

Написать ионное уравнение гидролиза ацетата натрия. Какое значение pH должен иметь этот раствор? Какой вывод об изменении концентрации ионов  $\text{OH}^-$  в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Охладить пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?

Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого влияния.

*в) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли*

### **Ход работы:**

В пробирку внести немного раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям прибавлять дистиллированную воду. Что наблюдается?

Написать ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы(III) и общее уравнение ее гидролиза до образования  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ , который далее переходит в хлорид оксосурьмы  $\text{SbOCl}$  вследствие отщепления воды.

Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы(III) для первой ступени. Показать при помощи этой константы, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли. Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Проверить свое заключение опытом.

Сделать общий вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза таких солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора?

*г) Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз соли*

### Ход работы:

Внести в пробирку дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова(II). Раствор перемешать стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова  $\text{SnOHCl}$ . В результате какого процесса получилась эта соль?

Написать ионное уравнение соответствующей реакции. Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавить вещество, содержащее эти ионы. Растворился ли осадок?

Сделать выводы по проделанному опыту.

### Опыт 5. Определение константы и степени гидролиза солей измерением рН раствора ♂ 😊

#### Ход работы:

Определить константу и степень гидролиза хлорида аммония в 1,0 М и 0,01 М растворах и на основании полученных данных сделать вывод об их зависимости от концентрации.

Получить у лаборанта 1,0 М раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Приготовить из него 0,001 М раствор путем разбавления. Для этого пипеткой отмерить 1 мл исходного раствора и внести его в колбу вместимостью 100 мл. Довести объем раствора до метки дистиллированной водой, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, переворачивая колбу несколько раз вверх дном. Определить рН приготовленных растворов с использованием рН-метра.

Вычислить константу гидролиза соли  $K_{\text{гидр}}$  по найденным значениям рН, исходя из следующих соображений. В соответствии с уравнением гидролиза  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



константа гидролиза равна:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Из уравнения гидролиза видно, что  $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+]$ . Вследствие практически полной диссоциации солей в растворе при небольших значениях степени гидролиза равновесная концентрация  $\text{NH}_4^+$ -иона мало отличается от начальной, т.е. можно принять, что  $[\text{NH}_4^+]_{\text{равн}} = C_{\text{соли}}$ . Тогда получим расчетную формулу:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{соли}}}$$

$C_{\text{соли}}$  в растворах известна, а концентрацию  $\text{H}^+$ -ионов нужно вычислить для каждого случая по найденным экспериментальным значениям pH.

Степень гидролиза  $h$  связана с константой гидролиза соли следующим уравнением:  $K_{\text{гидр}} = C_{\text{соли}} \cdot h^2$ ,  $h = \sqrt{K_{\text{гидр}} / C_{\text{соли}}}$

Вычислить по этой формуле степень гидролиза  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в обоих исследованных растворах.

Сравнить экспериментальные значения константы и степени гидролиза в 1,0 М и 0,01 М растворах  $\text{NH}_4\text{Cl}$  с теоретически вычисленными значениями. Свести полученные данные в таблицу:

Раствор	K <sub>гидр</sub>			h	
	pH Эксп.	Эксп.	Теоретич.	Эксп	Теоретич.
1,0 М NH <sub>4</sub> Cl					
0,01М NH <sub>4</sub> Cl					

Сделать вывод о влиянии концентрации соли (разбавления раствора) на константу и степень гидролиза соли при неизменной температуре.

## ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

☛ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

♂ – сложный опыт

### Опыт 1. Условия выпадения осадка☛

#### Ход работы:

В две пробирки внести раствор сульфата железа(II). В одну из них добавить сероводородной воды, а в другую – раствор сульфида натрия (сульфида аммония). В каком случае выпадает осадок?

Написать ионное уравнение реакции. При каких условиях выпадает осадок? Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить выпадение осадка сульфида железа в одном случае и его отсутствие в другом.

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Дробное осаждение

#### Ход работы:

В двух пробирках получить отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида и хромата калия с нитратом серебра (взять по 2-4 капли каждого раствора).

Написать ионные уравнения реакций, отметить цвета осадков и записать величину произведения растворимости для хлорида и хромата серебра. Какая соль менее растворима? Какое вещество будет выпадать в осадок в первую очередь

из раствора, содержащего ионы  $\text{Cl}^-$  и  $\text{CrO}_4^{2-}$  в равных концентрациях?

Проверить предположение опытом. Для этого внести в одну пробирку одинаковое количество (2-4 капли) растворов хлорида и хромата калия, перемешать и по каплям добавлять раствор нитрата серебра. Что наблюдается?

С какими ионами в первую очередь реагируют ионы серебра? Какое вещество при этом образуется? Добавить в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Что наблюдается? Что такое «дробное осаждение»?

Написать уравнения протекающих реакций. Объяснить последовательность образования осадков в данном опыте, учитывая величины произведений растворимости хлорида и хромата серебра.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 3. Сравнение полноты осаждения ионов различными осадителями**

#### **Ход работы:**

##### *а) Осаждение солей бария*

Получить осадок оксалата бария взаимодействием растворов хлорида бария и оксалата аммония. Дать раствору отстояться или отфильтровать его через бумажный фильтр. Прозрачный фильтрат перенести пипеткой в две пробирки (по 2-4 капли). В одну из них добавить несколько капель раствора оксалата аммония, чтобы убедиться в полноте осаждения иона бария по отношению к ионам оксалата. В другую пробирку добавить несколько капель раствора хромата калия. Что наблюдается? Какое вещество выпадает в осадок?



Написать ионные уравнения протекающих реакций. Записать величины произведений растворимости оксалата и хромата бария и объяснить образование осадка  $\text{BaCrO}_4$  после удаления из раствора ионов  $\text{Ba}^{2+}$  в виде  $\text{BaC}_2\text{O}_4$ . Каким из примененных реактивов наиболее полно удаляются ионы бария из раствора?

Сделать выводы по опыту.

*б) Осаждение солей свинца*

Получить хлорид свинца взаимодействием растворов нитрата свинца и хлорида натрия. Профильтровать раствор и разделить его на две пробирки. В одну из пробирок добавить несколько капель раствора хлорида натрия, в другую несколько капель раствора йодида калия. Что наблюдается? Какая соль выпадает в осадок?

Написать ионные уравнения реакций образования полученных солей свинца. На основании опыта сделать вывод о сравнительной величине произведений растворимости этих солей. Проверить свое заключение по табличным данным.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Условия растворения осадка**

##### **Ход работы:**

*а) Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков*

В трех пробирках отдельно получить осадки хлорида, бромида и йодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (взять по 2-4 капли каждого раствора). Отметить цвет осадков.

К осадкам добавить 2н водный раствор аммиака. Размешать содержимое пробирок стеклянной палочкой. В каком

случае осадок растворяется быстро? Осадок какого вещества практически не растворяется?

Написать уравнения реакций растворения осадков соответствующих галогенидов серебра в водном растворе аммиака, протекающего с образованием комплексного иона  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ . Написать выражения произведений растворимости для хлорида, бромиды и йодида серебра и указать их числовые значения. Объяснить причину растворения галогенидов серебра в аммиаке. Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а йодид серебра практически нерастворим в аммиаке?

Сделать выводы по опыту.

*б) Влияние концентрации ионов растворителя на растворение осадков*

В двух пробирках получить осадок оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония. (взять по 2-4 капли каждого раствора). Добавить в одну пробирку раствор хлороводородной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку добавить столько же раствора уксусной кислоты. Отметить практическую нерастворимость оксалата кальция в последнем случае.

Написать ионные уравнения протекающих реакций и выражение произведения растворимости. Объяснить, почему осадок оксалата кальция растворяется в хлороводородной кислоте и практически не растворяется в уксусной. Концентрация какого иона влияет на растворение оксалата кальция в кислотах?

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 5. Пересаживание малорастворимых веществ

### Ход работы:

#### *а) Получение сульфида свинца из сульфата свинца*

В пробирку внести немного раствора нитрата свинца и прибавить туда же раствор сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции.

Осадку дать отстояться и кусочком фильтровальной бумаги или пипеткой отобрать жидкую фазу. К осадку добавить несколько капель раствора сульфида натрия (сульфида аммония) и перемешать осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось?

Написать выражения произведений растворимости и их числовые значения для получения малорастворимых веществ. Объяснить переход одного осадка в другой.

Сделать вывод по опыту.

#### *б) Получение хромата свинца из сульфата свинца*

Проделать опыт аналогично опыту а): получить сульфат свинца и перевести его в хромат свинца. Как изменился цвет осадка?

Написать уравнения протекающих реакций. Записать величины произведений растворимости полученных малорастворимых веществ и объяснить переход сульфата свинца в хромат свинца.

Сделать выводы по опыту.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

☞—опыт проводить под тягой

😊— групповой опыт

♂—сложный опыт

### Опыт 1. Восстановительные свойства атомов р-элементов в низшей степени окисления ☞

#### Ход работы:

В две пробирки внести по несколько капель бромной воды. Отметить ее цвет. В первую пробирку добавить несколько капель свежеприготовленной сероводородной воды, во вторую- концентрированного раствора аммиака. Что происходит с окраской растворов? Написать уравнения реакций, учитывая, что одним из продуктов взаимодействия брома с сероводородом является сера, а во втором случае из аммиака образуется азот.

В третью пробирку внести раствор йодида калия и добавить хлорной воды. Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Написать уравнения реакций.

Написать электронные формулы атомов йода, серы и азота в низших отрицательных степенях окисления. Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляют эти атомы?

Сделать выводы по опыту.

### Опыт 2. Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления ☞

#### Ход работы:

В первую пробирку внести несколько капель концентрированной серной кислоты и добавить несколько капель суль-

фида натрия (сульфида аммония). Что наблюдается? Помутнение раствора обусловлено образованием серы. Написать уравнение реакции.

Во вторую пробирку внести 2н хлороводородной кислоты и раствор дихромата калия  $K_2Cr_2O_7$ . Отметить окраску раствора. Добавить к этому раствору раствор сульфида натрия (сульфида аммония) до появления зеленой окраски, характерной для ионов  $Cr^{3+}$ . Почему помутнел раствор? Написать уравнение реакции и указать восстановитель и окислитель.

В третью пробирку внести небольшое количество раствора 2н азотной кислоты, несколько капель раствора сульфата марганца(II) и прибавить один микрошпатель (несколько крупинок) висмутата натрия  $NaBiO_3$ . Появление фиолетовой окраски раствора указывает на окисление  $Mn^{2+}$  до  $MnO_4^-$ . Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами окислительно-восстановительного процесса являются марганцовая кислота и нитрат висмута(III).

Написать электронные формулы атомов в высшей степени окисления для элементов: серы, хрома, висмута. На основании электронных конфигураций ответить на вопрос: могут ли они являться в химических реакциях окислителями или восстановителями?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт3. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов элементов с изменением степени их окисления**

#### **Ход работы:**

В три пробирки внести раствор перманганата калия и 2н раствор уксусной кислоты (для создания в растворе кислой среды). В одну пробирку прибавить свежеприготовленной сероводородной воды, во вторую – несколько кристалликов сульфата натрия, в третью – немного концентрированной серной кислоты.

Отметить, в каких пробирках произошло обесцвечивание раствора перманганата калия. Написать уравнение реакций, учитывая, что перманганат калия переходит в кислой среде в соль марганца(II). Окислительные или восстановительные свойства проявляли соединения серы в проведённых реакциях? Почему не обесцветился перманганат калия в одной из пробирок?

Сделать общий вывод об изменении окислительно-восстановительных свойств серы с изменением степени её окисления.

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 4. Реакции диспропорционирования (самоокисления- самовосстановления)**

*Реакция диспропорционирования сульфита натрия*

#### **Ход работы:**

В две пробирки поместить по несколько кристалликов сульфита натрия. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую закрепить в штативе и нагреть в течении

~10 мин. Дать пробирке остыть. В обе пробирки внести немного дистиллированной воды, размешать стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавить в каждую пробирку раствор сульфата меди(II). Отметить окраску осадков в обеих пробирках. Как объяснить различные окраски? Черный осадок, полученный во второй пробирке, представляет собой сульфид меди. Какой продукт прокаливания сульфита натрия дал с сульфатом меди этот осадок?

Написать уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия. Как изменялась степень серы в данной реакции? Для каких степеней окисления серы возможны реакции диспропорционирования?

Сделать выводы по опыту.

### **Опыт 5. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции**

*Термическое разложение нитрата меди*

#### **Ход работы:**

Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета взятой соли и выделение газов.

Написать уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, диоксид азота и кислород. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди.

Сделать выводы по опыту.

## Опыт 6. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

### Ход работы:

*а) Влияние рН среды на характер восстановления перманганата калия*

В три пробирки внести раствор перманганата калия. В одну пробирку добавить немного 2н раствора серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – такое же количество 2н раствора щелочи. Во все три пробирки внести один микрошпатель кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Растворы во второй и третьей пробирках нагреть на спиртовке. Отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.

Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион  $\text{MnO}_4^-$  имеет фиолетовую окраску, ион  $\text{MnO}_2$  – зеленую, ион  $\text{Mn}^{2+}$  – слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен. Диоксид марганца  $\text{MnO}_2$  и его гидроксид являются трудно-растворимыми веществами бурого цвета. В кислой среде могут выделяться газообразные оксиды азота, которые являются продуктами побочно протекающей реакции взаимодействия нитрита калия с серной кислотой.

До какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ? Чему равна молярная масса эквивалента  $\text{KMnO}_4$  в каждом из этих случаев?

Сделать выводы по опыту.



## Опыт 7. Окислительные и восстановительные свойства пероксидов

### Ход работы:

#### а) *Взаимодействие пероксида водорода с йодидом калия*

К раствору йодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавить раствор пероксида водорода. Что наблюдается? Для какого вещества характерна появившаяся окраска раствора?

Написать уравнение реакции. Окислителем или восстановителем является в ней пероксид водорода?

#### б) *Взаимодействие пероксида бария с перманганатом калия*

В пробирку с раствором перманганата калия внести 1 микрошпатель пероксида бария  $\text{BaO}_2$ . Как изменился цвет раствора? Какой выделяется газ?

Написать уравнение реакции, учитывая, что выделяющиеся коричневые хлопья представляют собой диоксид марганца. Окислительные или восстановительные свойства проявляет в данной реакции пероксид бария? Написать графические формулы пероксида водорода и пероксида бария.

Сделать общий вывод по всему опыту.

## Опыт 8. Органические вещества в окислительно-восстановительных реакциях

### Ход работы:

#### а) *Восстановление дихромата калия спиртом*

В пробирку с раствором дихромата калия внести небольшое количество концентрированной серной кислоты и немного этилового спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Отметить изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду  $\text{CH}_3\text{CHO}$ .

Написать уравнение реакции, учитывая, что хром(VI) перешел в хром(III).

б) *Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой*

В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия внести небольшое количество раствора щавелевой кислоты. Нагреть полученную смесь. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции, учитывая, что щавелевая кислота окисляется до углекислого газа.

Сделать выводы по опыту.

## ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

☞—опыт проводить под тягой

☺— групповой опыт

♂—сложный опыт

### Опыт 1. Сравнительная активность металлов

Электрохимический ряд активности металлов (ряд напряжений, ряд стандартных электродных потенциалов) – последовательность, в которой металлы расположены в порядке увеличения их стандартных электрохимических потенциалов, отвечающих полуреакции восстановления катиона металла  $Me^{n+}$ :  $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me$ .

**Li > K > Ba > Sr > Ca > Na > Mg > Al > Mn > Zn > Cr > Fe > Cd > Co > Ni > Sn > Pb > H > Sb > Bi > Cu > Hg > Ag > Pd > Ir > Pt > Au**

Металлы, стоящие левее, являются более сильными восстановителями, чем металлы, расположенные правее: они вытесняют последние из растворов солей. Металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют водород при взаимодействии с водными растворами кислот-неокислителей; наиболее активные металлы (до алюминия включительно) вытесняют водород и при взаимодействии с водой. Металлы, стоящие в ряду правее водорода, с водными растворами кислот-неокислителей при обычных условиях не взаимодействуют.

### **Ход работы:**

Налить в отдельные пробирки по  $\sim 2$  мл водных растворов солей Na(I), Bi(III), Sn(II), Al(III), Ag(I), Cu(II), Pb(II). Опустить по очереди в каждый раствор по одной грануле металлического цинка. Что наблюдается? Как выглядит «дерево Сатурна», «дерево Юпитера», «дерево Дианы»?

Написать уравнения реакций и доказать возможность их протекания, рассчитав стандартное значение ЭДС этих реакции. Аккуратно собрать небольшое количество выделившегося металла (любого, по выбору) и провести с ним реакцию вытеснения другого металла (любого, по выбору) из раствора его соли. Описать свои наблюдения, написать уравнение происходящей реакции, рассчитать ЭДС.

Сделать выводы по проделанному опыту.

### **Опыт 2. Образование гальванических пар при химических процессах**

#### **Ход работы:**

Налить в химический стаканчик 2н раствор серной кислоты. Внести в кислоту гранулу или пластинку металлического цинка. Наблюдается ли выделение водорода на поверхности металла? Прикоснуться медной проволокой или пластинкой к цинку. Как изменилась интенсивность выделения водорода? На каком металле выделяется водород? Какой металл будет анодом, а какой катодом в образовавшемся гальваническом элементе? Написать уравнения катодного и анодного процесса.

Сделать выводы по проделанному опыту.

### Опыт 3. Изготовление медно-цинкового элемента ♂ 😊

#### Ход работы:

Налить в один химический стаканчик 0,1М раствор сульфата меди, а в другой- 0,1М раствор сульфата цинка. Соединить стаканчики солевым мостиком (U-образная трубка, заполненная раствором хлорида калия с добавлением агар-агара). Опустить в раствор сульфата меди медный электрод, а в раствор сульфата цинка – цинковый.

Измерить разность потенциалов (напряжение), возникающее между электродами, используя учебный лабораторный комплекс (модуль) *Физическая и коллоидная химия (блок Электрохимия)*.

Для этого:

- Подключить датчик Вольтметр к модулю (разъем сзади, справа). Соединить с датчиком кабель, на втором конце которого находятся два разъема типа «крокодил» (черный и красный). Красный разъем соединить с медным электродом, а черный – с цинковым.
- Включить модуль (тумблер справа). На экране отображается процесс загрузки, после чего на дисплее появится Стартовое меню.
- Выбрать пункт «Открытый эксперимент» кнопкой ■.
- На дисплее отразится Основное меню. В основном меню располагается четыре вкладки: Тип, Устройство, Параметры, Проверка. Для перехода между вкладками использовать кнопки ◀ и ▶.
- Во вкладке Тип выбрать «Единичное измерение» с помощью кнопок ▼ ▲ и ■.
- Перейти во вкладку Устройства, на которой отображается список доступных исполнительных устройств

(Мешалка, Термостат) и список доступных измерительных датчиков (Термодатчик, Вольтметр). Выбрать датчик Вольтметр, отметив их галочкой. Для этого выбрать устройство с помощью ▼▲ и подтвердить выбор с помощью ■.

- Перейти во вкладку Проверка. Убедиться, что в списке присутствуют выбранные измерительные устройства с кругом зеленого цвета.
- Перейти во вкладку Проверка. Выбрать «Начать эксперимент»
- Во вкладке Измерение считать показания датчиков.
- При необходимости выхода в Стартовое меню нажать и удерживать несколько секунд кнопку ◀.
- После окончания измерений на вкладке Окно измерений с помощью ◀ и ▶ перейти во вкладку Результаты, где сохранены соответствующие значения напряжения. Записать его в тетрадь.

Изобразить схему медно-цинкового гальванического элемента (элемента Даниэля-Якоби), написать уравнения реакций, протекающих на его электродах и суммарное уравнение химической реакции, в результате которой возникает напряжение и ток. Указать, направление перемещения заряженных частиц (каких?) по внешней цепи и между растворами. Рассчитать теоретическое значение ЭДС этого элемента. Для этого предварительно рассчитать по уравнению Нернста потенциалы медного и цинкового электродов в условиях эксперимента – при выбранных значениях концентраций солей в растворах и температуре раствора (измерить термометром). Сопоставить рассчитанное значение ЭДС с полученным экспериментальным значением. Сделать выводы по опыту.

## Опыт 4. Электролиз водных растворов солей ☺

*Электролиз* — это физико-химический процесс, состоящий в выделении на *электродах* составных частей растворённых веществ или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах, который возникает при прохождении электрического тока через раствор, либо расплав *электролита*. Упорядоченное движение ионов в проводящих жидкостях происходит в электрическом поле, которое создается *электродами* — проводниками, соединёнными с полюсами источника электрической энергии. *Катодом* при электролизе называется отрицательный электрод, *анодом* — положительный. Существуют некоторые закономерности катодных и анодных процессов при электролизе:

<p><u>Катионы</u> активных <u>металлов</u>  <math>\underline{\text{Li}}^+</math>, <math>\underline{\text{Cs}}^+</math>, <math>\underline{\text{Rb}}^+</math>, <math>\underline{\text{K}}^+</math>, <math>\underline{\text{Ba}}^{2+}</math>,  <math>\underline{\text{Sr}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Ca}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Na}}^+</math>, <math>\underline{\text{Mg}}^{2+}</math>,  <math>\underline{\text{Be}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Al}}^{3+}</math></p>	<p><u>Катионы</u> менее актив- ных <u>металлов</u>  <math>\underline{\text{Mn}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Cr}}^{3+}</math>, <math>\underline{\text{Zn}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Ga}}^{3+}</math>,  <math>\underline{\text{Fe}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Cd}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{In}}^{3+}</math>, <math>\underline{\text{Tl}}^+</math>,  <math>\underline{\text{Co}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Ni}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Mo}}^{4+}</math>,  <math>\underline{\text{Sn}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Pb}}^{2+}</math></p>	<p><u>Катионы</u> неактивных <u>металлов</u>  <math>\underline{\text{Bi}}^{3+}</math>, <math>\underline{\text{Cu}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Ag}}^+</math>,  <math>\underline{\text{Hg}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Pd}}^{3+}</math>, <math>\underline{\text{Pt}}^{2+}</math>, <math>\underline{\text{Au}}^{3+}</math></p>
<p>Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением водорода</p>	<p>В водном растворе восстанавливается металл (при малой концентрации катионов в растворе — металл и водород)</p>	<p>Легко разряжаются, восстанавливается только металл</p>
<p>Анионы кислородсодержащих кислот и фторид-ион  <math>\underline{\text{PO}}_4^{3-}</math>, <math>\underline{\text{CO}}_3^{2-}</math>, <math>\underline{\text{SO}}_4^{2-}</math>,  <math>\underline{\text{NO}}_3^-</math>, <math>\underline{\text{NO}}_2^-</math>, <math>\underline{\text{ClO}}_4^-</math>, <math>\underline{\text{F}}^-</math></p>	<p>Гидроксид-ионы; анионы бескислородных кислот (кроме <math>\underline{\text{F}}^-</math>)  <math>\underline{\text{OH}}^-</math>, <math>\underline{\text{Cl}}^-</math>, <math>\underline{\text{Br}}^-</math>, <math>\underline{\text{I}}^-</math>, <math>\underline{\text{S}}^{2-}</math></p>	
<p>Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением кислорода</p>	<p>Легко разряжаются с выделением простых веществ</p>	

## Ход работы:

### *а) Электролиз раствора сульфата меди*

Собрать простейший прибор для проведения электролиза (электролизер). Для этого закрепить в штативе U-образную трубку. В оба колена трубки поместить графитовые электроды (стержни), к концам которых с помощью зажимов типа «крокодил» подсоединить электрические провода, подключенные к источнику постоянного напряжения (1-20 В).

Зарисовать установку для электролиза.

Заполнить электролизёр водным раствором сульфата меди(II). Включить источник напряжения, установить его на уровне около 5-10 В. Пропускать через раствор ток в течении 5-10 мин. Что наблюдается на катоде? Какой газ выделяется на аноде? После окончания электролиза аккуратно извлечь катод из раствора. Изменился ли его вид? Почему?

Составить уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение процесса электролиза.

### *б) Электролиз раствора йодида калия*

Провести электролиз водного раствора йодида калия. Что выделяется на катоде? на аноде? Используя подходящие реактивы (раствор фенолфталеина, раствор крахмала), доказать, что образуется на каждом из электродов.

Составить уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение процесса электролиза.

### *в) Электролиз раствора хлорида олова(II)*

Провести электролиз водного раствора хлорида олова. Что наблюдается на катоде? на аноде? После окончания электролиза аккуратно извлечь катод из раствора. Изменился ли его вид? Почему? Осторожно понюхать раствор, образовавшийся в анодном пространстве. Добавить к этому раствору

немного йодида калия. Что наблюдается? Какой газ выделился на аноде в ходе электролиза?

Составить уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение процесса электролиза.

Сделать выводы по всему проведенному опыту.

### Опыт 5. Законы электролиза♂😊

Первый и второй закон электролиза Фарадея<sup>3</sup> устанавливают взаимосвязь между массой вещества, подвергнувшейся электропревращению ( $m$ ) и количеством электричества ( $Q$ ), прошедшим через раствор (расплав).

$$m = Q * M/n * F,$$

где  $M$ - молярная масса вещества;

$n$ -число электронов, требующихся для электропревращения 1 моль вещества;  $F=96485$  Кл/моль -постоянная (число) Фарадея- электрический заряд 1 моль электронов.

#### Ход работы:

Налить в химический стаканчик 25 мл 0,1 М раствор сульфата меди и 25 мл 0,1М раствора серной кислоты. Поместить в этот раствор два электрода из нержавеющей стали, закрепив их на стакане специальными держателями. Электрод (вместе с держателем), который в ходе электролиза будет катодом, взвесить на весах с точностью 0,0001 г.

Подготовить к работе учебный лабораторный комплекс (модуль) *Физическая и коллоидная химия (блок Электрохимия)*

Для этого:

- Подключить датчик Источник тока, на конце которого находятся два разъема типа «крокодил» к модулю (входной разъем Гальваностата сзади, слева).

---

<sup>3</sup>Майкл Фарадей (1791-1867) – английский физик и химик, автор работ по электромагнетизму, основоположник электрохимии.



- Соединить кабель с электродами, при этом электрод, соединенный с черным разъемом будет катодом, а с красным—анодом.
- Включить модуль (тумблер справа). На экране отображается процесс загрузки, после чего на дисплее появится Стартовое меню.
- Выбрать пункт «Открытый эксперимент» кнопкой ■.
- На дисплее отразится Основное меню. В основном меню располагается четыре вкладки: Тип, Устройство, Параметры, Проверка. Для перехода между вкладками использовать кнопки ◀ и ▶.
- Во вкладке Тип выбрать «Единичное измерение» с помощью кнопок ▼▲ и ■.
- Перейти во вкладку Устройства, на которой отображается список доступных исполнительных устройств (Мешалка, Термостат) и список доступных измерительных датчиков (Термодатчик, Кулонометр). Выбрать датчик Кулонометр, отметив его галочкой. Для этого выбрать устройство с помощью ▼▲ и подтвердить выбор с помощью ■.
- Перейти во вкладку Проверка. Убедиться, что в списке присутствует выбранное измерительное устройство с кругом зеленого цвета.
- Перейти во вкладку Проверка. Выбрать «Начать эксперимент».
- Настроить режим измерений. Для этого задать силу тока (20-50 мА) и время электролиза (600 с). Общее время измерений отразится автоматически. Настройку проводить с помощью ▼▲ и подтвердить выбор с помощью ■. Нажать «Начать измерение».

- При необходимости выхода в Стартовое меню нажать и удерживать несколько секунд кнопку ◀.
- После окончания измерений на вкладке Окно измерений с помощью ◀ и ▶ перейти во вкладку Результаты, где приведено значение количества электричества, пропущенного через раствор. Записать значение в тетрадь.

Аккуратно извлечь из раствора катод с выделившийся на нем медью и взвесить его. Определить массу меди на электроде ( $m_{\text{практ}}$ ) по разности масс катода до и после электролиза.

Рассчитать теоретическую массу меди, которая должна была выделиться на электроде по законам Фарадея ( $m_{\text{теорет}}$ ). Рассчитать выход по току:  $\eta = m_{\text{практ}} / m_{\text{теорет}} \cdot 100\%$

Сделать выводы по опыту.

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

☞ — опыт проводить под тягой

☺ — групповой опыт

♂ — сложный опыт

В молекуле комплексного соединения один из ионов (обычно положительно заряженный), занимает центральное место и называется *комплексообразователем (центральным ионом)*. Вокруг него в непосредственной близости расположено (координировано) некоторое число противоположно заряженных ионов или нейтральных молекул, называемых *лигандами* и образующих *внутреннюю координационную сферу* (ее границы в формуле показывают квадратными скобками). Остальные ионы находятся на более далеком расстоянии от центрального иона и составляют *внешнюю координационную сферу*. Лиганды, занимающие во внутренней сфере одно место, называются *монодентатными* ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ), два места — *бидентатными* ( $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ), много мест — *полидентатными* (ЭДТА). Важнейшей характеристикой комплексообразователя является количество хи-

мических связей, которые он образует с лигандами, или *координационное число* (КЧ). Значение координационного числа комплексообразователя зависит от его природы, степени окисления, природы лигандов и условий, при которых протекает реакция комплексообразования. Устойчивость комплекса количественно характеризуется *константой нестойкости* ( $K_{\text{нест}}$ ) или *константой устойчивости* ( $\beta$ ).

Комплексные соединения классифицируются:

1. *По заряду комплексного иона*: катионные  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ , анионные  $[\text{AuCl}_4]^-$ , нейтральные  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
2. *По принадлежности к определенному классу соединений*: кислоты  $\text{H}[\text{BF}_4]$ , основания  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ , соли  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ .
3. *По типу лиганда*: аквакомплексы  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ; аммиакаты  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ; гидроксокомплексы  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ ; ацидокомплексы  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ; карбонилы  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ; внутрикомплексные соединения (хелаты)  $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ; смешанолигандные  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$  и др.

Комплексные соединения могут вступать в реакции:

1. *без разрушения внутренней сферы* (как обычные соли, кислоты, основания), например, реакции обмена:
2. *с разрушением внутренней сферы*:
  - за счет превращения лиганда в малодиссоциирующее или газообразное соединение:
  - за счет превращения комплексообразователя в малорастворимое соединение:
  - за счет связывания комплексообразователя в более устойчивый комплекс:
  - за счет разложения при нагревании.

## **Опыт 1. Получение и исследование комплексного соединения сульфата тетраамминмеди (II)**

### **Ход работы:**

Поместить в две пробирки немного раствора сульфата меди и добавить в одну из них раствор хлорида бария. На присутствие какого иона указывает выпавший осадок? Во вторую пробирку внести кусочек гранулированного олова

и наблюдать выделение на его поверхности красноватого налёта меди.

Получить комплексное соединение меди, для чего к раствору сульфата меди по каплям добавлять 25% раствор аммиака. Наблюдать растворение выпавшего вначале осадка основного сульфата меди и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетраамминмеди(II). Полученный раствор разделить в две пробирки и провести те же два опыта, которые были проделаны с раствором медного купороса. Выпадает ли осадок при добавлении хлорида бария? Выделяется ли медь на грануле олова?

Написать уравнения всех проведенных реакций. Есть ли различие в поведении сульфата меди и комплексной соли по отношению к каждому добавленному реактиву? Написать координационную формулу, уравнение электролитической диссоциации и выражение для константы устойчивости полученного комплексного соединения. К какому типу оно относится?

Сделать выводы по опыту.

## **Опыт 2. Катионные и анионные комплексы**

### **Ход работы:**

#### *a) Комплексное основание никеля*

Получить осадок гидроксида никеля(II), внося в пробирку с раствором сульфата никеля раствор едкого натра. Полоской фильтровальной бумаги удалить жидкую фазу.

К осадку добавить 25% раствор аммиака. Что происходит? Сравнить окраску ионов  $Ni^{2+}$  в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора.

Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора?

Написать уравнения всех реакций. Написать уравнение электролитической диссоциации и выражение для константы устойчивости полученного комплексного соединения. К какому типу оно относится? Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Ответ обосновать.

*б) Тетрайодовисмутат(III) калия*

В пробирку к раствору нитрата висмута прибавлять по каплям раствор йодида калия до выпадения темно-бурого осадка йодида висмута. Растворить этот осадок в избытке раствора йодида калия. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Bi^{3+}$ ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный ион?

Зная, что состав полученного соединения выражается эмпирической формулой  $KI \cdot BiI_3$ , написать его координационную формулу. Написать уравнения всех проведенных реакций. Написать уравнение электролитической диссоциации и выражение для константы устойчивости полученного комплексного соединения. К какому типу оно относится?

*в) Тетрайодомеркурат(II) калия*

В две пробирки внести раствор нитрата ртути(II). Одну пробирку оставить в качестве контрольной, в другую добавить раствор йодида калия до полного растворения образующегося вначале оранжевого осадка йодида ртути(II). Испытать растворы в обеих пробирках на присутствие ионов  $Hg^{2+}$ , добавив в каждую пробирку раствор едкого натра. Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути (II). Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Написать уравнения всех проведенных реакций. Написать уравнение электролитической диссоциации и выражение для константы устойчивости полученного комплексного соединения. К какому типу оно относится?

### г) Гидроксокомплексы

В две пробирки поместить отдельно растворы солей цинка и хрома(III) и в каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи.

Написать уравнения всех проделанных реакций, учитывая, что образуются растворимые гидроксокомплексы. Написать уравнения электролитической диссоциации и выражения для константы устойчивости полученных комплексных соединений. К какому типу они относятся?

Сделать выводы по всему проведенному опыту.

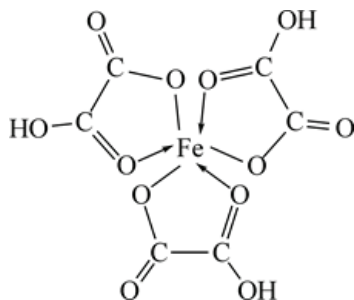
## Опыт 3. Внутрикислотные соединения

### Ход работы:

В две пробирки внести небольшое количество раствора хлорида железа(III). Одну оставить в качестве контрольной. В другую добавить раствор щелочи. К образовавшемуся осадку добавить 2н раствор щавелевой кислоты ( $H_2Ox$ ) до полного растворения осадка.

В обе пробирки добавить немного 0,01н раствора роданида калия (или аммония), который образует с ионами  $Fe^{3+}$  ярко окрашенный роданид железа  $Fe(SCN)_3$ . Во всех ли пробирках наблюдается окрашивание?

При растворении гидроксида железа(III) в щавелевой кислоте образуется внутрикислотное соединение. Структура образующегося щавелевокислого комплекса  $[Fe(Ox)_3]$  представлена ниже:



Какую дентатность проявляет остаток щавелевой кислоты в этом комплексе? Обратите внимание на особую прочность внутрикислотных соединений.

Сделать выводы по опыту.

#### **Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена**

##### **Ход работы:**

*а) Взаимодействие тетрароданомеркурата(II) аммония с солью кобальта*

К раствору нитрата кобальта добавить раствор тетрароданомеркурата(II) аммония. Отметить цвет образующегося осадка тетрароданомеркурата(II) кобальта.

Написать уравнение реакции.

*б) Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с солью меди.*

К раствору сульфата меди(II) добавить раствор гексацианоферрата(II) калия. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди. Написать уравнение реакции.

Сделать выводы по проделанному опыту.

## Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

### Ход работы:

#### *а) Восстановление серебра из его комплексного соединения*

Добавить в пробирку к раствору нитрата серебра раствор хлорида натрия. Полученный осадок растворить в 25%-ном растворе аммиака. Опустить в раствор кусочек гранулированного цинка. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: получения осадка хлорида серебра, его растворения в аммиаке с образованием комплекса серебра и взаимодействия полученного комплексного соединения с цинком. Какой ион является окислителем в последней реакции? Написать уравнение электролитической диссоциации комплексного иона и выражение для его константы устойчивости

#### *б) Восстановление гексацианоферрата(III) калия*

В пробирку внести раствор йодида калия, 2 н раствор хлороводородной кислоты и небольшое количество хлороформа. Отметить, что хлороформ остается бесцветным. Добавить к раствору немного кристаллической комплексной соли железа(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  и перемешать раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски хлороформа убедиться в выделении свободного йода.

Написать уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с йодидом калия, учитывая, что  $K_3[Fe(CN)_6]$  переходит при этом в  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

#### *в) Окисление гексацианоферрата(II) калия*

Поместить в пробирку раствор перманганата калия, подкислить 2 н серной кислотой и добавить по каплям раствор гексацианоферрата(II) калия. Что наблюдается?



Написать уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа(II) переходит в комплекс железа(III) с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца(II).

Сделать выводы по проделанному опыту.

### **Опыт 6. Прочность комплексных ионов.**

#### **Разрушение комплексов**

##### **Ход работы:**

*а) Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте*

Получить в пробирке тетрароданокобальтат(II) аммония, добавляя к насыщенному раствору хлорида кобальта(II) насыщенный раствор роданида аммония. Наблюдать появление лиловой окраски комплексного соединения. Разделить раствор на две пробирки; в одну из них добавить изоамиловый спирт, в другую – воду. Как изменяется окраска в каждой пробирке?

Написать уравнения реакций: образования комплексного соединения, его диссоциации и диссоциации комплексного иона. В воде или в спирте диссоциация комплексного иона протекает полнее? Чем это объясняется?

Сделать выводы по опыту.

*б) Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя*

В две пробирки с раствором сульфата меди добавить: в одну – раствор оксалата аммония, в другую – сульфида натрия (сульфида аммония). Написать уравнения реакций и отметить цвета выпавших осадков. В двух других пробирках получить комплексное соединение меди, добавив к раствору сульфата меди раствор аммиака до растворения выпадающего

вначале осадка основной соли меди. Отметить цвет полученного комплексного соединения.

Испытать действие растворов оксалата аммония и сульфида натрия (сульфида аммония) на полученный раствор комплексной соли меди. От действия какого реактива выпадает осадок? На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление этого осадка?

Написать уравнения проделанных реакций и уравнение электролитической диссоциации комплексного иона. Как влияет добавление  $\text{Na}_2\text{S}\{(\text{NH}_4)_2\text{S}\}$  на диссоциацию комплексного иона? Сравнить произведение растворимости соответствующих солей меди и объяснить, почему одна из них не выпадет в осадок из комплексного соединения.

Сделать вывод по опыту.

## Опыт 7. Двойные соли

### Ход работы:

Приготовить раствор соли Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 * \text{FeSO}_4 * 6\text{H}_2\text{O}$  путем растворения кристаллической соли в дистиллированной воде. Разлить раствор в три пробирки.

В первую пробирку добавить раствор сульфида натрия (сульфида аммония), во вторую – раствор хлорида бария. Отметить цвет выпавших осадков. Написать уравнения реакций их образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции?

В третью пробирку добавить 2 н раствора едкого натра и нагреть почти до кипения. Подержать над пробиркой фенолфталеиновую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски бумажки и по запаху определить, какой газ выделяет-

ся из пробирки. Написать уравнение протекающей реакции его образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывает эта реакция?

Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли Мора.

Проверить действием раствора сульфида натрия (сульфида аммония), обнаруживаются ли ионы  $\text{Fe}^{2+}$  в растворе  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Наблюдается ли выпадение осадка? Почему?

Написать уравнение электролитической диссоциации  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_4]$  и выражение для константы устойчивости комплексного иона. Найти ее числовое значение в справочных таблицах. Чем отличается электролитическая диссоциация двойной соли от диссоциации соли, содержащей устойчивый комплексный ион?

Сделать выводы по опыту.

## ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

### ПРАКТИКА УЧЕБНАЯ, ОЗНАКОМИТЕЛЬНАЯ

1. Растворимость  $\text{K}_2\text{SO}_4$  при  $20^\circ\text{C}$  составляет 10,07 г в 100 г воды. Найти процентное содержание (по массе)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  в растворе, насыщенном при этой температуре.
2. Растворимость  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в воде при  $30^\circ\text{C}$  составляет 29,5% (по массе). Выразить растворимость в граммах на 100 г воды.
3. Какая масса воды и соли потребуется для приготовления 500 г насыщенного при некоторой температуре раствора нитрата калия, если его коэффициент растворимости при этой температуре равен 63,9 г соли в 100 г воды?
4. Какая масса нитрата бария выделяется из раствора, насыщенного при  $100^\circ\text{C}$  и охлажденного до  $0^\circ\text{C}$ , если во взятом

растворе было 150 мл воды? Коэффициент растворимости нитрата бария при температурах  $0^{\circ}\text{C}$  и  $100^{\circ}\text{C}$  равен соответственно 5,0 г и 34,2 г в 100 г воды.

5. Коэффициент растворимости хлорида калия при  $90^{\circ}\text{C}$  равен 500 г/1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Сколько граммов этого вещества можно растворить в 500 г воды при  $90^{\circ}\text{C}$  и какова его массовая доля в насыщенном растворе при этой температуре?

6. В каком объеме воды следует растворить 30 г  $\text{KBr}$  для получения 6%(по массе) раствора?

7. В 0,6 л раствора гидроксида калия содержится 16,8 г  $\text{KOH}$ . Чему равна молярность этого раствора?

8. Определите процентную концентрацию (по массе) сульфата натрия в растворе, образовавшемся при растворении 644 г глауберовой соли в 965 г воды.

9. Вычислите массовую долю растворенного вещества в 5,5 М растворе гидроксида натрия ( $\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$ ).

10. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, образовавшемся при смешивании 500 г 60% и 300 г 40% растворов серной кислоты.

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. При сжигании 0,310 г некоторого соединения азота с водородом получено 0,348 г воды и 216,7 мл азота (при н.у.). Плотность пара этого вещества по воздуху равна 1,10. Найдите формулу соединения.

2. Определите массу азота, находящегося в колбе емкостью 2 л при  $27^{\circ}\text{C}$  и 950 мм рт. ст.

3. Вычислить среднюю массу (в граммах) молекулы и атома кислорода.

4. Газ собран над водой при  $20^{\circ}\text{C}$  и 758,4 мм рт.ст. Объем газа равен 200 мл. Какой объем займет это количество газа при  $0^{\circ}\text{C}$  и 760 мм рт. ст. в сухом состоянии, если давление водяного пара при  $20^{\circ}\text{C}$  равно 17,4 мм рт. ст.?
5. В сосуд емкостью 1 л введено 250 мл водорода, 100 мл кислорода и 150 мл азота (объемы газов измерены при  $0^{\circ}\text{C}$  и 760 мм рт. ст.). Определить парциальное давление каждого газа, если температура в сосуде: а)  $0^{\circ}\text{C}$ ; б)  $91^{\circ}\text{C}$ .
6. К 50 мл смеси оксида азота (I) с оксидом азота (II) прибавлено 80 мл водорода. После сгорания водорода за счет кислорода, содержащегося в оксидах азота, объем смеси сократился до 62,5 мл. Каковы были объемы оксида азота (I) и оксида азота (II) в исходной смеси? Объемом образовавшейся воды можно пренебречь.
7. Объем смеси оксида углерода (II) с кислородом равен 100 мл. После сгорания всего оксида углерода (II) за счет находящегося в смеси кислорода получено 75 мл смеси оксида углерода (IV) с кислородом. Определить объемный состав исходной газовой смеси.
8. Определите молярную массу эквивалента металла, если при растворении в серной кислоте 0,5 г его оксида образуется 1,5 г сульфата.
9. На нейтрализацию 1 г кислоты израсходовано 1,247 г КОН. Вычислить молярную массу эквивалента кислоты.
10. Процентное содержание элемента в его оксиде равно 68,4% (по массе). Этот элемент образует соединение, изоморфное алюмокалиевым квасцам. Определить атомную массу данного элемента.

## СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

1. Что такое «изотопы»? «изобары»? «изотоны»? В чем сходство и различие в составе атомов: а)  $^{39}\text{K}$  и  $^{40}\text{K}$ ; б)  $^{40}\text{K}$  и  $^{40}\text{Ar}$ ; в)  $^{39}\text{Ar}$  и  $^{40}\text{K}$ ? Как они называются?
2. Установите значения орбитального ( $l$ ) и магнитного ( $m_l$ ) квантовых чисел для главного квантового числа равного: а)  $n=3$ ; б)  $n=6$
3. Могут ли конфигурации  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  и  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$  соответствовать одному и тому же элементу?
4. Атомы каких элементов имеют следующую конфигурацию внешнего слоя:  $5s^1$ ,  $5s^2 5p^1$ ,  $6s^2 6p^2$ ,  $4d^1 5s^2$ ,  $5s^2 5p^6$ ,  $4d^{10}$ .
5. Составьте полную электронную формулу атома элемента с конфигурацией  $[\text{Kr}]4d^1 5s^2$ . Металл это или неметалл?
6. Составьте электронные формулы атомов: а) кремния; б) никеля; в) галлия; г) сурьмы; д) прометия. Укажите, какие степени окисления могут проявлять эти элементы в своих соединениях.
7. Составьте электронные формулы атомов в указанной степени окисления: а)  $\text{P}^{+4}$ ; б)  $\text{S}^{-2}$ ; в)  $\text{V}^{+5}$ ; г)  $\text{Mn}^{+2}$ .
8. В какой группе и в каком периоде Периодической системы находится элемент: а) названный в честь Д.И. Менделеева; б) названный в честь России? в) имеющий самое тяжелое ядро?
9. Пользуясь Периодической системой, опишите химические свойства элемента с порядковым номером 34.
10. Элемент образует высший оксид состава  $\text{ЭO}_3$ . С водородом этот элемент образует летучее водородное соединение, содержащее 5,88% водорода (по массе). Какой это элемент?

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Вычислите длины связей Н-О в  $\text{H}_2\text{O}$  и Н-Н в  $\text{NH}_3$ , если межъядерные расстояния в молекулах  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и  $\text{N}_2$  соответственно равны (м)  $0,74 \cdot 10^{-10}$ ,  $1,20 \cdot 10^{-10}$ ,  $1,09 \cdot 10^{-10}$ .
2. Укажите вид гибридизации орбиталей центрального атома в соединениях: а)  $\text{BeH}_2$ ; б)  $\text{OF}_2$ ; в)  $\text{TiCl}_4$  и определите геометрическую форму этих молекул.
3. Укажите какие из следующих частиц являются реальными, а какие – гипотетическими с точки зрения учения о строении молекул (метод валентных связей): а)  $\text{PF}_3$ ; б)  $\text{PF}_5$ ; в)  $\text{PF}_4^+$ ; г)  $\text{PF}_6^-$
4. В рамках метода молекулярных орбиталей объясните, почему существуют (или не существуют) следующие частицы: а)  $\text{H}_2^-$ ,  $\text{H}_2^{2-}$ ; б)  $\text{Na}_2$ ,  $\text{Mg}_2$ ; в)  $\text{F}_2$ ,  $\text{F}_2^{2-}$ .
5. По методу молекулярных орбиталей сопоставьте прочность химической связи в частицах:  $\text{O}_2^+$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $\text{O}_2^{2-}$ . Какие из этих частиц обладают магнитными свойствами?
6. Используя метод молекулярных орбиталей, запишите электронные конфигурации молекул  $\text{VO}$ ,  $\text{SO}$ ,  $\text{PN}$ .
7. Какие из перечисленных молекул являются полярными: а)  $\text{BF}_3$ ; б)  $\text{CCl}_4$ ; в)  $\text{CHCl}_3$ ; г)  $\text{O}_3$ ; д)  $\text{SOCl}_2$ ; е)  $\text{PCl}_5$
8. Руководствуясь положением элемента в Периодической системе расположите следующие вещества каждого набора в порядке возрастания степени ионности связи элемент – хлор: а)  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BeCl}_2$ ; б)  $\text{GeCl}_4$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{SbCl}_5$ ,  $\text{AlCl}_3$ .
9. Укажите вид гибридизации орбиталей центрального атома в частицах  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SeCl}_4$ ,  $\text{BrF}_2^+$ . Какую геометрическую форму имеют эти частицы?

10. Схематично представьте образование:

- межмолекулярной водородной связи: а) между молекулами этанола и воды; б) между молекулами уксусной кислоты;
- внутримолекулярной водородной связи: а) в молекуле салициловой кислоты; б) в молекуле этиленгликоля

## ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

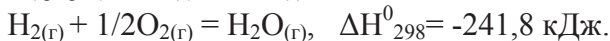
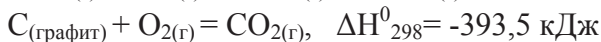
*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Стандартные энтальпии и энтропии образования веществ)*

1. Установите, к какому типу термодинамических систем относятся следующие системы:

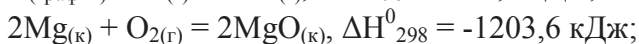
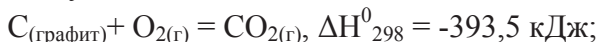
- а) термос со льдом;
- б) грелка с горячей водой;
- в) пробирка, в которой протекает реакция  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})} = 2\text{NaHSO}_{4(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;
- г) запаянная ампула с аргоном;
- д) стеклянный сосуд, в котором протекает реакция нейтрализации  $\text{H}^+_{(\text{р})} + \text{OH}^-_{(\text{р})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 55,84 \text{ кДж}$ .

2. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{PH}_3$ , исходя из уравнения  $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})} = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ ;  $\Delta\text{H}^0_{298} = -2360 \text{ кДж}$ .

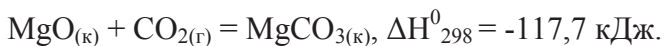
3. Определите  $\Delta\text{H}^0_{298}$  образования этилена, используя следующие данные:



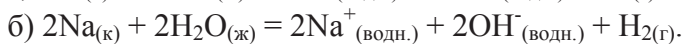
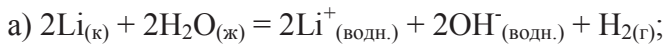
4. Вычислите  $\Delta\text{H}^0$  образования  $\text{MgCO}_{3(\text{к})}$  при 298К, пользуясь следующими данными:





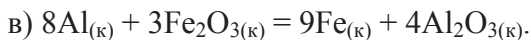
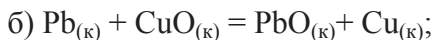
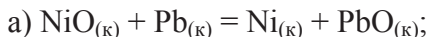


5. Вычислить  $\Delta H^0_{298}$  реакций:



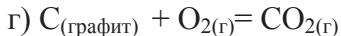
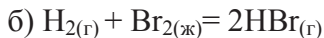
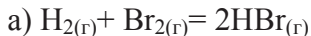
Стандартные энтальпии образования  $\text{Li}^+_{(водн.)}$ ,  $\text{Na}^+_{(водн.)}$  и  $\text{OH}^-_{(водн.)}$  принять соответственно равными -278,5, -239,7 и -228,9 кДж/моль.

6. Рассчитать значения  $\Delta G^0_{298}$  следующих реакций и установить, в каком направлении они могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25<sup>0</sup>С:



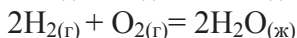
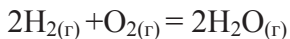
7. Вычислить  $\Delta G^0_{298}$  для реакции  $\text{CaCO}_{3(к)} = \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  при 25, 500 и 1500<sup>0</sup>С. Зависимостью  $\Delta H^0$  и  $\Delta S^0$  от температуры пренебречь. Построить график зависимости  $\Delta G^0$  от температуры и найти по графику температуру, выше которой указанная реакция в стандартных условиях может протекать самопроизвольно.

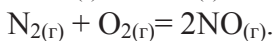
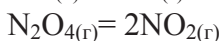
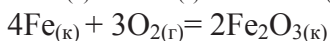
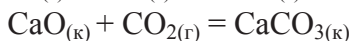
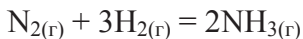
8. Вычислить изменение стандартной энтропии  $\Delta S^0_{298}$  для реакций



Как можно объяснить значительное различие в изменении энтропии для реакций а) и б), а также в) и г).

9. Не проводя расчета, определите качественно, в каких химических реакциях  $\Delta S$  будет  $>0$ ,  $<0$ ,  $\sim 0$





10. Восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом протекает по уравнению  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ ;  $\Delta H^0_{298} = 96,61$  кДж.

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии  $\Delta S_{298} = 0,1387$  кДж/моль $\cdot$ К. При какой температуре начнется восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

1. Рассчитайте константу скорости тримолекулярной реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если при концентрации оксида азота(II) 0,2 моль/л и концентрации кислорода 0,5 моль/л скорость реакции равна  $2 \cdot 10^{-4}$  моль/(л $\cdot$ с)

2. Реакция между угарным газом и хлором протекает по схеме  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ . Начальные концентрации угарного газа и хлора соответственно равны 0,6 и 0,8 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,2 л/моль $\cdot$ с. Вычислите начальную скорость и скорость реакции в момент времени, когда концентрация хлора уменьшится на 0,3 моль/л.

3. Для гипотетической реакции между веществами А и В в результате трех экспериментов, проведенных при постоянной температуре, получены следующие данные:

Эксперимент	1	2	3
Начальная концентрация А, моль/л	0,05	0,05	0,10
Начальная концентрация В, моль/л	0,5	0,2	0,10
Начальная скорость, моль/(л $\cdot$ с)	$8 \cdot 10^{-5}$	$8 \cdot 10^{-5}$	$16 \cdot 10^{-5}$

На основании полученных данных установите кинетическое уравнение реакции. Определите константу скорости и скорость реакции при  $C(A) = 0,25$  моль/л и  $C(B) = 0,10$  моль/л?

4. При изучении реакции омыления этилацетата начальные концентрации эфира и щелочи составляли 0,02 моль/л. В ходе реакции концентрация щелочи изменялась как это показано в таблице:

Время, мин	0	5	10	35	55	120	$\infty$
Концентрация NaOH, моль/л	0,02	0,0128	0,00766	0,00426	0,00289	0,00138	0

Напишите уравнение реакции. Постройте график зависимости концентрации щелочи от времени. Рассчитайте среднюю скорость реакции в различные моменты времени и постройте график зависимости скорости реакции от времени.

5. Существует множество катализаторов разложения перекиси водорода в водных растворах, и одним из них является йодид-ион. Объясните механизм каталитического действия йодид-иона, учитывая его способность на промежуточной стадии окисляться до гипойодит-иона. Напишите кинетические уравнения для каждой стадии каталитического процесса.

6. Температурный коэффициент скорости реакции перехода  $\alpha$ -глюкозы в  $\beta$ -глюкозу в интервале температур 273–323K равен 3,6.

Определите на сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 25 раз.

7. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,5. При 50°C эта реакция заканчивается за 5 ми-

нут. Рассчитать, через какое время закончится эта реакция при температуре 80°C? При температуре 20°C?

8. Как взаимосвязаны температурный коэффициент скорости реакции и энергия активации реакции? Какой энергии активации соответствуют реакции, подчиняющиеся правилу Вант-Гоффа при температурах близких к комнатной (10 -30°C). Энергия активации реакции декарбоксилирования трихлоруксусной кислоты равна 180 кДж/моль. Определите значение температурного коэффициента скорости этой реакции при 350К.

9. Вычислите энергию активации реакции на основании следующих данных:

Температура, К	700	762	800
Константа скорости, л/(моль*с)	5,1	46,2	151,0

10. Как изменится скорость гомогенной реакции  $\text{CH}_3\text{CHO} = \text{CH}_4 + \text{CO}$  при 100°C при внесении катализатора (пары йода), если энергия активации в присутствии катализатора уменьшается на 50 кДж/моль?

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

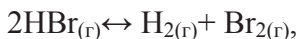
*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Стандартные энтальпии и энтропии образования веществ)*

1. Определите равновесные концентрации всех участников реакции синтеза аммиака из простых веществ, если исходные концентрации азота и водорода равны 0,4 и 1,5 моль/л соответственно, а к моменту установления равновесия прореагировало 20% азота. Рассчитайте константу равновесия.

2. Реакция гидрирования формальдегида  $\text{CH}_2\text{O}_{(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)}$  протекает в закрытом сосуде при постоянной

температуре. Исходные вещества были взяты в равных количествах. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% начального количества формальдегида. Определите давление равновесной газовой смеси, если исходное давление смеси было 760 мм рт.ст.

3. Вычислите константу равновесия реакции



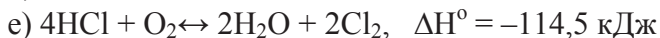
если исходная масса бромоводорода была равна 0,81 г, а к моменту равновесия прореагировало 5 % вещества.

4. Константа равновесия реакции  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$  равна 3. Какая доля вещества А (в процентах) подвергнется превращению, если смешать 4 моль вещества А и 5 моль вещества В?

5. В закрытом сосуде установилось равновесие:  $\text{CO}_2(г) + \text{H}_2(г) \leftrightarrow \text{CO}(г) + \text{H}_2\text{O}(г)$ ; константа равновесия равна единице. Определить: а) сколько процентов  $\text{CO}_2$  подвергнется превращению в  $\text{CO}$  при данной температуре, если смешать 1 моль  $\text{CO}_2$  и 5 моль  $\text{H}_2$ ? б) в каких объемных соотношениях были смешаны  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$ , если к моменту наступления равновесия в реакцию вступило 90% первоначального количества водорода?

6. Константа равновесия реакции  $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляют:  $\text{CO} = 0,05$  моль/л,  $\text{CO}_2 = 0,01$  моль/л.

7. Действием каких факторов можно увеличить выход продуктов указанных реакций:



8. Константы равновесия реакции  $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{O}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$  при температурах 1100 К и 1200 К равны соответственно 0,25 и 0,36. Определите тепловой эффект этой реакции.
9. Пользуясь справочными данными рассчитайте константу равновесия реакции  $\text{CO}_2(г) + \text{C(графит)} \leftrightarrow 2 \text{CO}(г)$  при 25°C и 1000°C. Зависимостью  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  реакции от температуры пренебречь.
10. Пользуясь справочными данными рассчитайте константу равновесия реакции синтеза озона из кислорода при 2000°C. Зависимостью  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  реакции от температуры пренебречь.

### КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

1. В состав столового уксуса, используемого в кулинарии для изготовления маринадов, входит от 3 до 15% (по массе)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Какой объем уксусной эссенции (водный раствор уксусной кислоты с массовой долей  $\text{CH}_3\text{COOH}$  80 % и плотностью 1,07 г/см<sup>3</sup>) необходимо взять, чтобы приготовить 500 мл столового уксуса с концентрацией 6 % (по массе) и плотностью 1,01 г/см<sup>3</sup>?
2. Для борьбы с вредителями и болезнями деревьев используют водный раствор сульфата меди с массовой долей  $\text{CuSO}_4$  1 %. Какую массу медного купороса надо взять, чтобы приготовить 10 л такого раствора? Плотность этого раствора считать приблизительно равной плотности воды.
3. В лаборатории имеются растворы хлорида натрия с массовой долей соли 5% и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять, чтобы получить 500 г раствора с массовой долей соли 15% ?
4. Нашатырным спиртом называют водный раствор с массовой долей аммиака 10% (плотность 0,96 г/см<sup>3</sup>). Какой объем ам-

миака (при н.у.) потребуется для приготовления 100 мл нашатырного спирта?

5. Крепость водки (крепкий алкогольный напиток на основе водно-спиртового раствора) выражается в градусах – объемной доле спирта  $C_2H_5OH$ , выраженной в %. Какой объем воды и спирта – ректификата (водный раствор с объемной долей  $C_2H_5OH$  96%) надо взять, чтобы приготовить 0,5 л водки с крепостью 40 градусов? Изменением объема при смешивании пренебречь.

6. Для очистки канализационных труб приготовили раствор каустической соды путем растворения 3 кг  $NaOH$  в 7 л воды. Плотность полученного раствора равна  $1,34 \text{ г/см}^3$ . Вычислить: а) массовую долю растворенного вещества; б) мольную долю растворенного вещества; в) молярную концентрацию (молярность) раствора, г) моляльную концентрацию (моляльность) раствора.

7. Какой объем концентрированной серной кислоты (массовая доля  $H_2SO_4$  98%, плотность  $1,84 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для приготовления 5 л 2н раствора  $H_2SO_4$  (раствор с молярной концентрацией эквивалента  $H_2SO_4$  2 моль/л)?

8. Рассчитайте нормальность концентрированной соляной кислоты, содержащей 36% (по массе)  $HCl$ , плотность  $1,18 \text{ г/см}^3$ .

9. Какой объем 0,1н раствора гидроксида натрия потребуется для осаждения всего железа: а) из 50 мл 0,2 М раствора хлорида железа(III); б) из 50 мл 0,2н раствора хлорида железа(III)?

10. На титрование 50 мл раствора карбоната натрия в присутствии метилового оранжевого потребовалось 5 мл 0,1н раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию эквивалента и молярную концентрацию раствора карбоната натрия.

## ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Константы диссоциации кислот и оснований; Интервалы перехода окраски индикаторов)*

1. Чистая дождевая вода имеет  $\text{pH}=5,2$ . Рассчитайте концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в дождевой воде.
2. Чему равна степень диссоциации уксусной кислоты в столовом уксусе, содержащем 5%  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (плотность  $1,01 \text{ г/см}^3$ ). Рассчитайте  $\text{pH}$  этого уксуса.
3. Сколько воды нужно прибавить к 50 мл раствора  $0,1\text{M}$  раствора муравьиной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?
4. В производстве газированной минеральной воды последней операцией является её насыщение углекислым газом. Известно, что в 1 л воды при  $4^\circ\text{C}$  растворяется диоксид углерода объёмом  $1700 \text{ см}^3$ , причем в угольную кислоту превращается только 6,8 % растворенного вещества. Рассчитайте  $\text{pH}$  такой «газировки» (диссоциацией  $\text{H}_2\text{CO}_3$  по второй ступени пренебречь).
5. Как будет окрашен тимолфталеин в  $0,5 \text{ M}$  растворе гидроксида аммония?
6. Как изменится  $\text{pH}$   $0,1 \text{ M}$  раствора гидроксида аммония, если к 100 мл этого раствора прибавить: а) 100 мл воды; б) 100 мл  $0,1\text{M}$  раствора хлорида аммония?
7. Расположите следующие соли в порядке увеличения  $\text{pH}$  их водных растворов (концентрации солей в растворе одинаковы):  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaHPO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Ответ обоснуйте.
8. Рассчитайте константу и степень гидролиза хлорида аммония в  $0,05 \text{ M}$  растворе. Рассчитайте  $\text{pH}$  этого раствора.
9. Можно ли с помощью фенолфталеина различить водные растворы карбоната натрия и гидрокарбоната натрия с концентрацией  $0,05\text{M}$ ? Ответ подтвердить расчетами.



10. В каком из растворов с одинаковой молярной концентрацией солей среда раствора будет наиболее щелочной:  $\text{NH}_4\text{F}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ?

## **РАСТВОРИМОСТЬ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ**

*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Произведения растворимости веществ)*

1. Коэффициент растворимости хлорида меди(II) в воде при  $20^\circ\text{C}$  составляет 74,5. Определите массовую долю хлорида меди(II) в насыщенном растворе при  $20^\circ\text{C}$ .
2. Коэффициент растворимости бромида калия при  $20^\circ\text{C}$  составляет 65,2, а при  $80^\circ\text{C}$  – 94,6 г. Определите массу осадка, полученного при охлаждении 500 г насыщенного при  $80^\circ\text{C}$  раствора бромида калия до температуры  $20^\circ\text{C}$ .
3. В 1 мл насыщенного раствора карбоната серебра содержится 0,0032 мг этой соли. Определите произведение растворимости карбоната серебра.
4. Рассчитайте растворимость фосфата свинца при  $25^\circ\text{C}$ , выразив ее в моль/л и мг/л.
5. Известно, что объем воды в Мировом океане составляет  $1,35 \cdot 10^9 \text{ км}^3$ . Сколько мг сульфида ртути(II) потребуется для насыщения всей воды Мирового океана?
6. Вычислить растворимость карбоната кальция: а) в воде; б) в 0,01М растворе хлорида кальция; в) в 0,02 М растворе карбоната натрия. Как влияет присутствие в растворе сильных электролитов с одноименным ионом на растворимость карбоната кальция?
7. Одним из способов очистки сточных вод от ионов тяжелых металлов является реагентный метод, основанный на осаждении иона металла в виде малорастворимого соединения. Какой из осадителей – гидроксид натрия, карбонат на-

трия, сульфид натрия– лучше удаляет ионы Pb(II) из загрязненной воды?

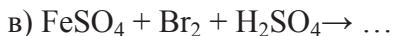
8. При каком рН начнется выпадение осадка гидроксида меди(II) из 0,01 М раствора сульфата меди(II)?

9. Выпадет ли осадок, если к 0,001М раствору нитрата свинца прибавить равный объем 0,001М раствора хлорида натрия?

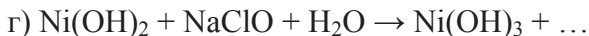
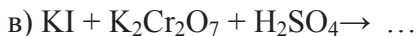
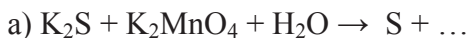
10. Выпадет ли осадок, если к 50 мл насыщенного раствора сульфата кальция прибавить 100 мл 0,01М раствора карбоната натрия?

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

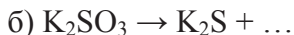
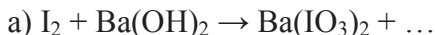
1. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса:



2. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты ионно-электронным методом:

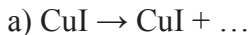


3. Закончить уравнения реакций диспропорционирования:



4. Закончить уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления. Какой элемент выполняет в каждом

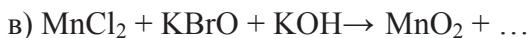
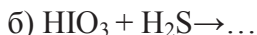
случае роль окислителя, какой – восстановителя?



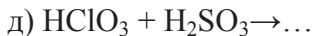
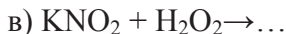
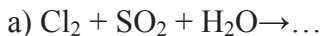
5. Какую массу сульфата железа(II) можно окислить в кислой среде с помощью 20 мл 0,1н перманганата калия?

6. Вычислить массу йода и измеренный при нормальных условиях объем монооксида азота, выделившихся при добавлении 30 мл 0,2 н раствора  $\text{KNO}_2$  к избытку подкисленного раствора  $\text{KI}$ .

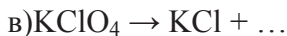
7. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты ионно-электронным способом:



8. Закончить уравнения реакций и расставить коэффициенты методом электронного баланса:



9. Закончить уравнения внутримолекулярного окисления-восстановления:



10. Вычислить молярную концентрацию эквивалента 10%

(по массе) раствора  $\text{KIO}_3$  как окислителя ( $\rho=1,09 \text{ г/см}^3$ ), если в ходе реакции  $\text{KIO}_3$  восстанавливается до свободного йода.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Стандартные электродные потенциалы)*

1. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе хлорида серебра при  $25^\circ\text{C}$ .
2. Как можно увеличить потенциал системы  $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$  при  $25^\circ\text{C}$  на 59 мВ? уменьшить на 59 мВ?
3. Может ли никель вытеснять водород в водных растворах с  $\text{pH}=4$ ?
4. Используя уравнение Нернста изобразите диаграмму, показывающую устойчивость воды к окислению и восстановлению при различных значениях  $\text{pH}$  среды.
5. Как изменятся электродный потенциал систем  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  и  $\text{S}/\text{H}_2\text{S}$  при увеличении  $\text{pH}$  среды от 0 до 7? При каких значениях  $\text{pH}$  возможно окисление сероводорода дихроматом калия?
6. Какой из галогенид-ионов может восстановить  $\text{Fe}^{3+}$  до  $\text{Fe}^{2+}$  в стандартных условиях? Какие галогены могут окислить нитрит-ион до нитрат-иона в стандартных условиях?
7. Можно ли использовать гидразин для проведения реакции «серебряного зеркала»? Напишите уравнение реакции и рассчитайте ЭДС.
8. На основании величин стандартных электродных потенциалов рассчитайте стандартную энергию Гиббса и константу равновесия реакции окисления металлической меди хлоридом железа(III).

9. На основании величин стандартных электродных потенциалов рассчитайте стандартную энергию Гиббса и константу равновесия реакции, на которой основана работа свинцового аккумулятора.

10. Для отбелики целлюлозы при производстве бумаги используют хлор, который является экологически вредным соединением, дающим при окислении лигнина в качестве побочных продуктов чрезвычайно токсичные диоксины. Укажите, какие другие менее вредные окислители, не уступающие по окислительной силе хлору, можно использовать для отбелики целлюлозы.

## ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Стандартные электродные потенциалы)*

1. Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых медь служит катодом, а в другом- анодом. Напишите уравнения электродных реакций и токообразующей реакции, происходящих при работе этих элементов. Вычислите значения стандартных ЭДС этих элементов при 25°C.

2. В литиевых химических источниках тока (ХИТ) в качестве катода часто используется диоксид марганца. Что является электролитом в этих ХИТ? Составьте схему элемента. Напишите уравнения электродных реакций и токообразующей реакции.

3. Напишите уравнения электродных реакций и токообразующей реакции, происходящих при работе серебряно-цинкового элемента



Вычислите значение ЭДС этого элемента при 25°C.

4. Потенциал водородного электрода при  $25^{\circ}\text{C}$  в водном растворе равен  $-325\text{ мВ}$ . Определите рН исследуемого раствора.
5. К какому типу покрытий относится олово на стали и меди? Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии луженых стали и меди в случае нарушения целостности покрытия при рН 7? Напишите уравнения анодных и катодных реакций.
6. Какой металл может служить протектором при защите железа от коррозии в водном растворе с рН=10 при контакте с воздухом?
7. Электрохимическое меднение проводят из раствора сульфата меди и серной кислоты при плотности тока  $1\text{ А/см}^2$  в течение 10 мин. Какова толщина образующегося покрытия? Выход по току составляет 95%. Плотность меди  $8,92\text{ г/см}^3$ ?
8. Сколько времени необходимо для электрохимического фрезерования в никеле канавки длиной 10 см, шириной 1 см и глубиной 0,1 см при токе 100А и выходе по току 50%. Плотность никеля  $9,9\text{ г/см}^3$ .
9. Сколько времени потребуется для полного разложения 100 мл воды при силе тока 2А? Какие объемы газов при этом образуются (при н.у.).
10. Какая масса щелочи может быть получена при электролизе водного раствора хлорида натрия при силе тока 30А, если выход по току составляет 90%? Какой объем газа (при н.у.) образуется при этом на аноде? Какую массу гипохлорита натрия можно получить из полученных продуктов электролиза?

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

*При решении задач использовать справочные данные в Приложении (Константы устойчивости комплексных соединений)*

1. Для перечисленных ниже комплексов укажите центральный ион, лиганды, координационное число (КЧ), внутреннюю и внешнюю сферу комплекса, название и тип комплекса:

[Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>], [Fe(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>[CoF<sub>6</sub>],  
[Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>]Cl, K[Ag(CN)<sub>2</sub>], K<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>], Li[AlH<sub>4</sub>],  
[Ni(CO)<sub>4</sub>], Na[Sb(OH)<sub>6</sub>]. Заполните таблицу:

Ком-плекс	Централь-ный ион, КЧ	Ли-ганд	Внутрен-няя сфера	Внешняя сфера	На-звание	Тип

2. Составьте формулы и определите тип следующих комплексных соединений,

- гидроксид диамминсеребра(I)
- гексацианоферрат(II) калия
- сульфат гексаакваникеля(II)
- гексафтороалюминат(III) натрия
- тетрахлоороцинкат(II) калия
- хлорид диакватетрамминкобальта(III)
- гексагидроксохромат(III) натрия
- нитрат гексаамминникеля(II)
- пенатакарбонилжелезо.

3. Составьте координационные формулы следующих соединений:

- $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$
- $2\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- $2\text{NH}_4\text{Br} \cdot \text{CuBr}_2 \cdot 2\text{NH}_3$
- $3\text{NaCl} \cdot \text{IrCl}_3$
- $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$
- $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$

4. Напишите уравнения диссоциации и выражение для константы устойчивости комплексов:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{AgCl}_2]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ . Расположите их в порядке возрастания устойчивости.

5. Из водного раствора, содержащего 0,2 моля комплексного соединения состава  $\text{CoBr}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ , при добавлении избытка раствора нитрата серебра осаждается 0,4 моля бромида серебра. Составьте координационную формулу соединения и дайте ему название.

6. Рассчитайте концентрацию всех частиц, содержащихся в растворе хлорида тетраамминмеди(II) с концентрацией 0,1 моль/л.

7. Выпадет ли осадок при сливании равных объемов раствора  $\text{K}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$  с концентрацией 0,01 моль/л и раствора  $\text{KI}$  с концентрацией 0,1 моль/л?

8. Какой тип гибридизации атомных орбиталей комплексобразователя в следующих комплексах:  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ? Какова пространственная конфигурация этих комплексных частиц?

9. Установите будут ли диамагнитными или парамагнитными комплексы:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ,  $[\text{CoF}_6]^{3-}$  ?

10. Аквакомплекс  $\text{Ti}^{3+}$  имеет фиолетовую окраску, а аквакомплекс  $\text{Ti}^{4+}$  - бесцветный. Почему?



## РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Тамм, М. Е. Неорганическая химия: в 3 т.Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Изд. центр «Академия», 2004. – 233 с.
2. Общая химия. Теория и задачи: учеб. пособие для вузов/ Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук и др. – СПб.: Лань, 2021. – 492 с.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов – СПб.: Лань, 2014. –752 с.
4. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: в 2 т. Т.1/ Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004.- 679 с.
5. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: в 2т. Т.2 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004.- 486 с.
6. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии: в 2 т. Т.1/ К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. – 540 с.
7. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи – М.: Химия, 1987. – 696 с.
8. Практикум по неорганической химии / В. А. Алешин, К. М. Дунаева, А. И. Жиров и др.; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Изд. центр «Академия», 2004. – 384 с.
9. Практикум по неорганической химии. Часть 1. Физико-химические основы неорганической химии: учебно-мет. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ Л. Ф. Крылова, Г.И. Шамовская, М. Ф. Могилевкина и др. – Новосибирск: Изд. центр «Новосибирский. университет», 2009. – 83 с.
10. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М.Е. Тамм.; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 208 с.

11. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю. М. Коренев А. Н. Григорьев, Н. Н. Желиговская, К. М. Дунаева. – М.: Мир, 2004. – 368 с.
12. Щербаков, В. В. Общая химия. Сборник задач: учеб. пособие для приклад. бакалавриата / В. В. Щербаков, Н. Н. Барботина, К. К. Власенко. – М.: Изд-во Юрайт, 2019. – 139 с.

## ПРИЛОЖЕНИЕ

### Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/моль·К
Al <sub>(к)</sub>	0	28,31
Al <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1675,0	50,94
Br <sub>2(г)</sub>	30,92	245,35
Br <sub>2(ж)</sub>	0	152,3
HBr <sub>(г)</sub>	-36,23	198,48
H <sub>2(г)</sub>	0	130,6
H <sub>2</sub> O <sub>(ж)</sub>	-285,84	69,96
C <sub>(графит)</sub>	0	5,74
CO <sub>(г)</sub>	-110,5	197,4
CO <sub>2(г)</sub>	-393,51	213,6
CaO <sub>(к)</sub>	-635,1	39,7
CaCO <sub>3(к)</sub>	1206,0	92,9
Cu <sub>(к)</sub>	0	33,3
CuO <sub>(к)</sub>	-165,3	42,64
Fe <sub>(к)</sub>	0	27,15
Fe <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-821,32	89,96
O <sub>2(г)</sub>	0	205,03
P <sub>2</sub> O <sub>5(к)</sub>	-2984	228,8
Pb <sub>(к)</sub>	0	64,9
PbO <sub>(к)</sub>	-217,86	67,4
Ni <sub>(к)</sub>	0	29,9
NiO <sub>(к)</sub>	-239,7	38,0
Li <sub>(к)</sub>	0	28,6
Na <sub>(к)</sub>	0	51,42

**Константы диссоциации кислот и оснований  
в водных растворах при 25<sup>0</sup>С**

Электролит	K
<b>КИСЛОТЫ</b>	
Азотистая HNO <sub>2</sub>	$5,13 \cdot 10^{-4}$
Борная (орто)H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$7,08 \cdot 10^{-10}$ (K <sub>1</sub> )
	$1,82 \cdot 10^{-13}$ (K <sub>2</sub> )
	$1,58 \cdot 10^{-14}$ (K <sub>3</sub> )
Борная B(OH) <sub>3</sub>	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватистая HBrO	$2,00 \cdot 10^{-9}$
Винная	$1,05 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>1</sub> )
	$3,02 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
Йодноватистая HIO	$2,29 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета) H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$2,19 \cdot 10^{-10}$ (K <sub>1</sub> )
	$1,58 \cdot 10^{-12}$ (K <sub>2</sub> )
Муравьиная HCOOH	$1,78 \cdot 10^{-4}$
Перекись водорода H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	$2,00 \cdot 10^{-12}$
Серная H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$1,00 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>2</sub> )
Сернистая H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,40 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>1</sub> )
	$6,31 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
Сероводородная H <sub>2</sub> S	$1,02 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>1</sub> )
	$2,51 \cdot 10^{-13}$ (K <sub>2</sub> )
Синильная HCN	$5,01 \cdot 10^{-10}$
Угольная H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,47 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>1</sub> )
	$4,79 \cdot 10^{-11}$ (K <sub>2</sub> )
Уксусная CH <sub>3</sub> COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7,08 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>1</sub> )
	$6,17 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
	$5,01 \cdot 10^{-13}$ (K <sub>3</sub> )

Фтористоводородная HF	$6,46 \cdot 10^{-4}$
Хлористая HClO <sub>2</sub>	$1,10 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Щавелевая H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$5,62 \cdot 10^{-2}$ (K <sub>1</sub> ) $5,37 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
<b>ОСНОВАНИЯ</b>	
Гидроксид аммония NH <sub>4</sub> OH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Этилендиамин H <sub>2</sub> N CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	$8,51 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>1</sub> ) $7,08 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
AgOH	$1,10 \cdot 10^{-4}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$1,38 \cdot 10^{-9}$ (K <sub>3</sub> )
Cd(OH) <sub>2</sub>	$5,01 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>2</sub> )
Co(OH) <sub>2</sub>	$3,98 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
Cu(OH) <sub>2</sub>	$3,39 \cdot 10^{-7}$ (K <sub>2</sub> )
Cr(OH) <sub>3</sub>	$1,00 \cdot 10^{-10}$ (K <sub>3</sub> )
Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,29 \cdot 10^{-4}$ (K <sub>2</sub> )
Fe(OH) <sub>3</sub>	$1,82 \cdot 10^{-11}$ (K <sub>2</sub> ) $1,29 \cdot 10^{-12}$ (K <sub>3</sub> )
Mg(OH) <sub>2</sub>	$2,51 \cdot 10^{-3}$ (K <sub>2</sub> )
Ni(OH) <sub>2</sub>	$2,51 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>2</sub> )
Pb(OH) <sub>2</sub>	$9,55 \cdot 10^{-4}$ (K <sub>1</sub> ) $3,02 \cdot 10^{-8}$ (K <sub>2</sub> )
Zn(OH) <sub>2</sub>	$4,37 \cdot 10^{-5}$ (K <sub>1</sub> ) $1,51 \cdot 10^{-9}$ (K <sub>2</sub> )

### Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов

Индикатор	pH	Переход окраски
Метиловый оранжевый	3,1—4,0	Красный-желтый
Метиловый красный	4,2—6,2	Красный-желтый
Лакмус	5,0—8,0	Красный-синий
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтый-синий
Феноловый красный	6,8—8,4	Желтый-красный
Тимолфталеин	9,3—10,5	Бесцветный-синий
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветный-малиновый

### Произведения растворимости (ПР) некоторых малорастворимых веществ в воде при 25<sup>0</sup>С

Вещество, формула	ПР
ХЛОРИДЫ	
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$
CuCl <sub>2</sub>	$1,8 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-18}$
PbCl <sub>2</sub>	$2,4 \cdot 10^{-4}$
БРОМИДЫ	
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$
CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$

Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	$5,2 \cdot 10^{-23}$
PbBr <sub>2</sub>	$7,4 \cdot 10^{-5}$
<b>ЙОДИДЫ</b>	
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	$4,5 \cdot 10^{-29}$
PbI <sub>2</sub>	$8,7 \cdot 10^{-9}$
<b>СУЛЬФИДЫ</b>	
Ag <sub>2</sub> S	$1,6 \cdot 10^{-49}$
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-72}$
CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CoS(α)	$3,1 \cdot 10^{-23}$
CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Cu <sub>2</sub> S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
FeS	$4,0 \cdot 10^{-20}$
HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
Hg <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-45}$
MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
NiS(α)	$3,0 \cdot 10^{-21}$
PbS	$6,8 \cdot 10^{-29}$
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$3,0 \cdot 10^{-27}$
SnS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
ZnS	$7,9 \cdot 10^{-26}$
<b>СУЛЬФАТЫ</b>	
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaSO <sub>4</sub>	$6,1 \cdot 10^{-5}$
SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$2,8 \cdot 10^{-7}$
PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$

КАРБОНАТЫ	
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaCO <sub>3</sub>	$8,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-14}$
CdCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Hg <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$9,0 \cdot 10^{-17}$
FeCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$
MgCO <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-5}$
MnCO <sub>3</sub>	$8,8 \cdot 10^{-11}$
PbCO <sub>3</sub>	$1,5 \cdot 10^{-13}$
SrCO <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-9}$
ZnCO <sub>3</sub>	$2,7 \cdot 10^{-8}$
ХРОМАТЫ	
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$9,0 \cdot 10^{-12}$
BaCrO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-10}$
CaCrO <sub>4</sub>	$2,3 \cdot 10^{-2}$
PbCrO <sub>4</sub>	$1,77 \cdot 10^{-14}$
SrCrO <sub>4</sub>	$3,5 \cdot 10^{-5}$
ОКСАЛАТЫ	
Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-11}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O	$1,6 \cdot 10^{-7}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · H <sub>2</sub> O	$2,6 \cdot 10^{-9}$
CdC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> · 3H <sub>2</sub> O	$1,5 \cdot 10^{-8}$
MgC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$8,6 \cdot 10^{-5}$
PbC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-11}$
SrC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$5,6 \cdot 10^{-8}$
ZnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$7,5 \cdot 10^{-9}$
NiC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$4,2 \cdot 10^{-10}$



ФОСФАТЫ	
$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	$1,8 \cdot 10^{-18}$
$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$	$2,5 \cdot 10^{-13}$
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-34}$
ГИДРОКСИДЫ	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,9 \cdot 10^{-32}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,4 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-16}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$5,4 \cdot 10^{-31}$
$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-20}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,1 \cdot 10^{-39}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-11}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$8,7 \cdot 10^{-19}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$6,8 \cdot 10^{-13}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-26}$
$\text{Ti}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$

**Константы устойчивости комплексных ионов  
в водных растворах при 25<sup>0</sup>С**

КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН	КОНСТАНТА УСТОЙЧИВОСТИ
КОМПЛЕКСЫ С НЕОРГАНИЧЕСКИМИ ЛИГАНДАМИ	
[Ag(CN) <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	7,1·10 <sup>19</sup>
[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	1,7·10 <sup>7</sup>
[AgCl <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	1,1·10 <sup>5</sup>
[Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>3-</sup>	2,9·10 <sup>13</sup>
[Al(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	1,0·0 <sup>33</sup>
[AlF <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	6,3·0 <sup>20</sup>
[Au(CN) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	1,0·10 <sup>56</sup>
[BiI <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	3,2·10 <sup>14</sup>
[CdCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	7,9·10 <sup>2</sup>
[CdI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	2,6·10 <sup>5</sup>
[Cd(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	1,3·10 <sup>17</sup>
[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	3,6·10 <sup>6</sup>
[Co(SCN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	2,0·10 <sup>3</sup>
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	2,5·10 <sup>4</sup>
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	1,6·10 <sup>35</sup>
[Cr(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	9,3·10 <sup>27</sup>
[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	7,9·10 <sup>12</sup>
[Cu(SCN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	3,3·10 <sup>6</sup>
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	7,9·10 <sup>36</sup>
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	7,9·10 <sup>43</sup>
[FeF <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	1,3·10 <sup>16</sup>
[Fe(SCN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	1,7·10 <sup>3</sup>
[HgBr <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	1,0·10 <sup>21</sup>
[HgI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	6,8·10 <sup>29</sup>

$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^8$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^9$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{19}$
<b>КОМПЛЕКСЫ С ЭДТА</b>	
$[\text{Ca}(\text{edta})]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{10}$
$[\text{Cd}(\text{edta})]^{2-}$	$2,9 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cu}(\text{edta})]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{18}$
$[\text{Fe}(\text{edta})]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{14}$
$[\text{Fe}(\text{edta})]^-$	$1,3 \cdot 10^{25}$
$[\text{Hg}(\text{edta})]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{21}$
$[\text{Mg}(\text{edta})]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^8$
$[\text{Ni}(\text{edta})]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{18}$
$[\text{Pb}(\text{edta})]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{18}$
$[\text{Zn}(\text{edta})]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{16}$

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах при 25<sup>0</sup>С**

<b>ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС</b>	<b>E<sup>0</sup>, В</b>
<b>АЗОТ</b>	
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78

$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,03
$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,12
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,25
$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,45
<b>АЛЮМИНИЙ</b>	
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,66
<b>БАРИЙ</b>	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,91
<b>БРОМ</b>	
$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
<b>ВАНАДИЙ</b>	
$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,17
$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26
$\text{VO}_2^+ + 3\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{V}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34
$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{V}_2\text{O}_5(\text{т}) + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96

ВИСМУТ	
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e} = \text{Bi}$	0,22
$\text{BiO}_3^- + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1.80
ВОДОРОД	
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,00
ЖЕЛЕЗО	
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e} = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,36
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77
ЗОЛОТО	
$\text{Au}(\text{CN})_2 + \text{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,50
$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,69
ЙОД	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,54
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,09
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
КАДМИЙ	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,40

КАЛИЙ	
$K^+ + e = K$	-2,92
КАЛЬЦИЙ	
$Ca^{2+} + 2e = Ca$	-2,87
КИСЛОРОД	
$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$	0,40
$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	0,68
$H_2O_2 + 2e = 3OH^-$	0,88
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	1,23
$O_3 + 6H^+ + 6e = 3H_2O$	1,51
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$	1,78
$O_3 + 2H^+ + 2e = O_2 + H_2O$	2,07
КОБАЛЬТ	
$Co(NH_3)_6^{2+} + 2e = Co + 6NH_3$	-0,42
$Co^{2+} + 2e = Co$	-0,28
$Co(NH_3)_6^{3+} + e = Co(NH_3)_6^{2+}$	0,10
$Co(OH)_3 + e = Co(OH)_2 + OH^-$	0,17
$Co^{3+} + e = Co^{2+}$	1,84
ЛИТИЙ	
$Li^+ + e = Li$	-3,05
МАГНИЙ	
$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2,36
МАРГАНЕЦ	
$Mn^{2+} + 2e = Mn$	-1,18
$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	0,56
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	1,69

МЕДЬ	
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
$\text{CuI} + e = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,15
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,34
$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,57
$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,67
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e = \text{CuI}$	0,86
МЫШЬЯК	
$\text{As}^{3+} + 3e = \text{As}$	0,30
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{AsO}_4^{3-} + 8\text{H}^+ + 5e = \text{As} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,65
НАТРИЙ	
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,71
НИКЕЛЬ	
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2e = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,25
$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,12
$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
ОЛОВО	
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,14
$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,11
$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	0,15

РТУТЬ	
$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
$\text{HgCl}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
СВИНЕЦ	
$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,27
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,69
СЕРА	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01



СЕРЕБРО	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,34
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,37
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,17
УГЛЕРОД	
$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HCOOH}$	-0,20
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	0,20
ФОСФОР	
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + e = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2,05
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,57
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{P(белый)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e = \text{P(белый)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e = \text{P(красный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,38
ФТОР	
$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,87
ХЛОР	
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8e = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38



*Учебное издание*

Чернова Светлана Павловна  
Кропачева Татьяна Николаевна

## **Практикум по общей химии**

Учебно-методическое пособие

*Авторская редакция  
Компьютерная верстка: А.Ж. Фаттахова*

Подписано в печать 06.02.2023. Формат 60x84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>.

Усл. печ.л 8,08. Уч.-изд. л. 6,56.

Тираж 34 экз. Заказ № 238.

Издательский центр «Удмуртский университет»  
426034, Ижевск, ул. Ломоносова, 4Б, каб.021  
Тел. : + 7 (3412) 916-364, E-mail: editorial@udsu.ru

Типография  
Издательского центра «Удмуртский университет»  
426034, Ижевск, ул. Университетская, 1, корп. 2.  
Тел. 68-57-18