

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

*АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ*

*Инженерно-физический факультет*

Т.А. Родина

# ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть 1

*Учебное пособие для СПО*



Благовещенск

2020

**ББК 24.1 я 73**  
**Р 60**

*Печатается по решению  
редакционно-издательского совета  
инженерно-физического факультета  
Амурского государственного  
университета*

***Родина Т.А.***

***Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Часть 1.***  
Учебное пособие для СПО. / Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2020. – 55 с.

Пособие предназначено для обучающихся 2 курса специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и является частью методического обеспечения дисциплины «Общая и неорганическая химия».

Учебное пособие включает 7 лабораторных работ по общей химии, выполнение которых позволит обучающимся закрепить теоретические знания и приобрести практические навыки в работе с реактивами, оборудованием и приборами. Пособие составлено в соответствии с требованиями ФГОС СПО по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия».

**В авторской редакции.**

*Рецензенты:* А.П. Пакурина, д.х.н., профессор кафедры химии Дальневосточный ГАУ  
Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и химической технологии АмГУ.

© Амурский государственный университет, 2020

## СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
Лабораторная работа 1. Лабораторная химическая посуда и оборудование. Приемы работы в химической лаборатории.....	7
Лабораторная работа 2. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV).....	22
Лабораторная работа 3. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения .....	25
Лабораторная работа 4. Скорость химических реакций.....	28
Лабораторная работа 5. Электролитическая диссоциация.....	33
Лабораторная работа 6. Гидролиз солей.....	37
Лабораторная работа 7. Комплексные соединения.....	39
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории..	43
Справочные таблицы.....	48
Библиографический список.....	54

## ПРЕДИСЛОВИЕ

При освоении образовательной программы среднего профессионального образования по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений» дисциплина «Общая и неорганическая химия», изучаемая студентами 2 курса, относится к обязательной части математического и общего естественнонаучного цикла профессиональной подготовки и направлена на формирование основ объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения.

Выполнение лабораторных работ по общей и неорганической химии является не только обязательной частью указанной дисциплины, но и важнейшим этапом учебного процесса в целом, поскольку формирует как основы экспериментального исследования свойств химических соединений, так и многие практические навыки, из которых в дальнейшем складывается личность будущего специалиста. Выполнение лабораторных работ облегчает процесс формирования навыков исследовательской работы, способствует углублению, развитию и систематизации химических знаний, необходимых при решении практических вопросов разного уровня сложности в процессе профессиональной деятельности.

Основные задачи лабораторного практикума по общей и неорганической химии определяются содержанием ФГОС СПО. В результате освоения лабораторного практикума по дисциплине обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

**уметь:**

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- находить молекулярную формулу вещества;
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
- применять основные законы химии для решения задач в области про-

фессиональной деятельности;

- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;

- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;

- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов;

**знать:**

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;

- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;

- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;

- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;

- основные понятия и законы химии;

- основы электрохимии;

- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;

- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;

- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);

- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;

- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Настоящее учебное пособие включает 7 лабораторных работ, которые охватывают основные разделы программы курса общей химии, в том числе – строение вещества, химическую кинетику и равновесие, процессы в растворах, свойства комплексных соединений. Поскольку в изложении лабораторных работ не имеется теоретического вступления, для подготовки к каждому занятию необходимо самостоятельное изучение материала соответствующей темы лекционного курса и учебников по дисциплине.

При выполнении лабораторных работ студенты формируют навыки работы с лабораторной посудой, реактивами и оборудованием, методами химического исследования веществ, методиками проведения химического эксперимента, приобретают опыт обработки экспериментальных данных, анализа результатов и построения выводов на их основе.

В учебном пособии приведены методики проведения экспериментов, справочные данные, требования техники безопасности и приемы работы в химической лаборатории.

## Лабораторная работа 1

### Лабораторная химическая посуда и оборудование.

#### Приемы работы в химической лаборатории

#### 1. Химическая посуда и правила работы с ней

Химическая лабораторная посуда используется при проведении исследовательских работ, хранении химических реактивов и веществ, подготовке к проведению химических анализов, неорганического и органического синтеза. Химическая посуда классифицируется как по материалу, из которого она изготовлена, так и по назначению. Химическая посуда может быть изготовлена из стекла: обычного, химически и термически стойкого, а также из фарфора и пластика. Стеклоянная посуда, применяемая в химической лаборатории, должна обладать химической и термической устойчивостью, т.е. способностью противостоять разрушающему действию растворов кислот, щелочей и других веществ, а также способностью выдерживать резкие колебания температуры. Лабораторную посуду в основном изготавливают из стекла *пирекс*, обладающего химической устойчивостью, малым коэффициентом расширения и термической устойчивостью до 620 °С. Для проведения экспериментов при более высоких температурах используют кварцевую посуду, которая устойчива до 1650 °С. Для различных химических операций используют разные виды химической посуды. По назначению различают мерную посуду,

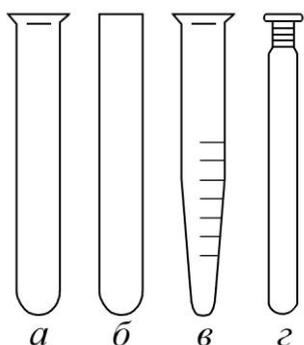


Рис. 1. Химические пробирки обычные – а, б; градуированные – в; с притертой пробкой – з.

посуду общего и специального назначения.

*Пробирки* (рис. 1) простые и градуированные используют для проведения опытов с небольшими количествами реактивов. Количество реактивов в пробирке не должно занимать больше половины ее объема. Используют обычные химические пробирки, градуированные, с притертыми пробками.

*Лабораторные стаканы* (рис. 2) разных размеров, с носиком и без носика, простые и калиброванные

предназначены для выполнения разнообразных видов работ. Объем лабораторных стаканов варьирует от 5 мл до 2 л. На стакан может быть нанесена шкала объема, однако она приблизительно и служит только для ориентировки. Изготавливаются обычно из термостойкого стекла, но могут быть пластиковыми и металлическими. Лабораторные стаканы используются обычно для приготовления растворов, фильтрования, выпаривания. *Бюксы*, или стаканчики для взвешивания, (рис. 3) представляют собой тонкостенные стеклянные емкости различной вместимости со стеклянной притертой крышкой, предназначенные для взвешивания и хранения веществ при лабораторных работах.

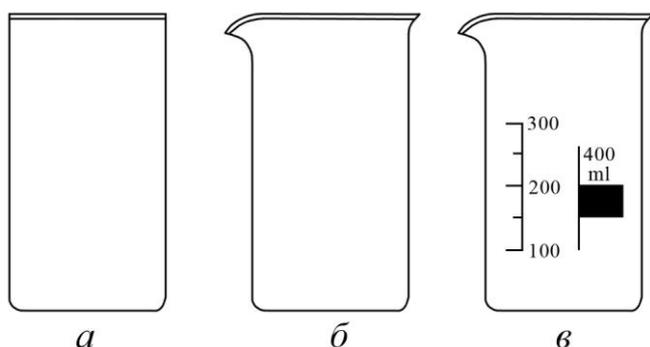


Рис. 2. Химические стаканы без носика – *а*; с носиком – *б*, *в*; калиброванные – *в*.



Рис. 3. Стаканчики для взвешивания (*бюксы*).

*Колбы* (рис. 4) различного размера и формы (круглодонные, плоскодонные) широко применяются в лабораторной практике. Обычно изготавливаются из термостойкого стекла.

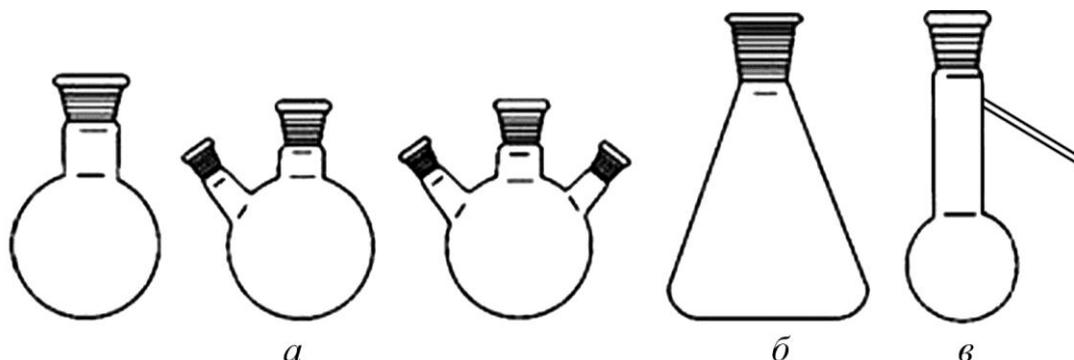


Рис. 4. Химические колбы круглодонные – *а*; плоскодонные – *б*; колба Вюрца – *в*.

Их используют для титрования, приготовления растворов, фильтрования, перегонки, нагревания, выпаривания и др. Например, *колба Вюрца* пред-

ставляет собой круглодонную колбу с отводной трубкой под углом  $60-80^\circ$  и используется для получения газов или отгонки жидкостей при атмосферном давлении.

*Воронки* (рис. 5) химические предназначены для фильтрования и переливания жидкостей; *капельные воронки* используют для добавления в реакционную среду жидких реактивов небольшими порциями; *делительные воронки* применяют для разделения несмешивающихся жидкостей. Делительные воронки бывают цилиндрические и грушевидные и снабжены притертой пробкой. На отводной трубке имеется притертый кран.

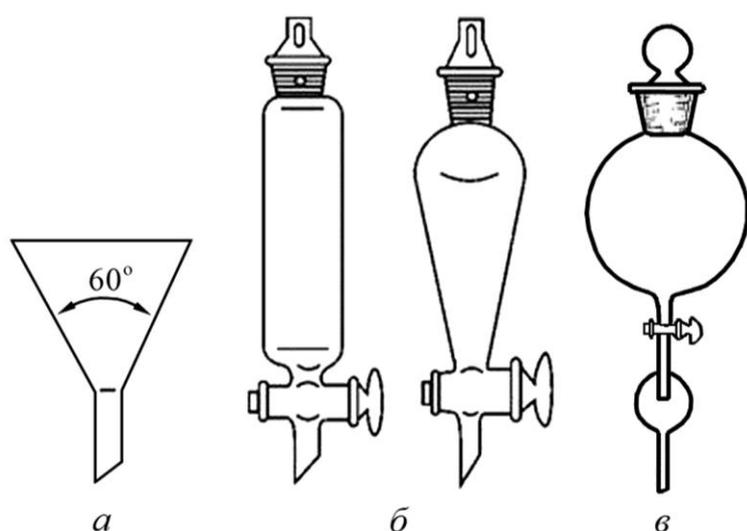


Рис. 5. Воронки химические для фильтрования – а; делительные – б; капельные – в.

*Капельницы* (рис. 6) используют для введения реактивов по каплям, небольшими порциями. *Кристаллизаторы* (рис. 7) применяют для получения кристаллов веществ из насыщенных растворов.

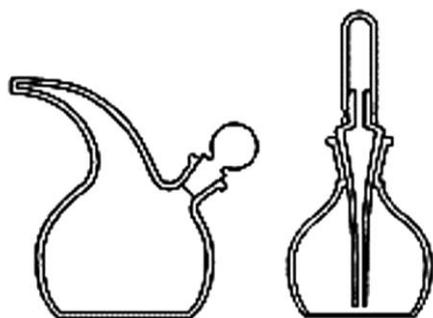


Рис. 6. Капельницы.



Рис. 7. Кристаллизатор.

*Эксикаторы* (рис. 8) применяют для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Нижнюю часть эксикатора заполняют

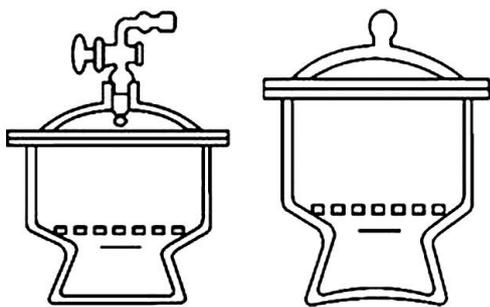


Рис. 8. Эксикаторы.

водопоглощающими веществами (прокаленный хлорид кальция, оксид фосфора(V), концентрированная серная кислота и др.). Над поглотителем на фарфоровом вкладыше помещают бюксы или тигли с веществами.

Не менее востребована в химической промышленности и пластиковая лабораторная посуда, которая изготавливается из различных полимерных материалов, обеспечивающих легкий вес и прочность. Изделия из полипропилена имеют ряд своих преимуществ, к которым относится пластичность и высокие качественные характеристики. Такой вид посуды пригоден для разведения концентрированных щелочей и кислот, а также для проведения горячего фильтрования без предварительного нагрева фильтровальных воронок.

Важно, что лабораторная посуда из пластика не уступает по качественным характеристикам стеклянной посуде и при этом она удобна в применении, так как устойчива к щелочам, кислотам и другим агрессивным веществам. Химическая посуда из пропиленов легко моется и быстро сохнет, а также не бьется, что делает ее безопасной в применении. Важным фактором является возможный широкий температурный интервал в использовании пластиковой лабораторной посуды, которая даже при крайне низкой или высокой температуре не меняет свою химическую стойкость.

В настоящее время многие лаборатории используют фарфоровую посуду, которая, в отличие от стеклянной, обладает наибольшей термостойкостью и прочностью, вместе с тем она тяжела и непрозрачна, что делает ее применение актуальным только для узкоспециализированных направлений. Фарфоровая посуда устойчива к горячим кислотам. Тонкостенная фарфоровая посуда способна выдерживать резкие перепады температуры, поэтому в ней очень удобно проводить выпаривание в муфельной печи, на песчаной бане или газовой горелке. Из фарфора чаще всего изготавливают чаши для выпаривания.

ривания, стаканы, тигли, ступки, пестики и ложки-шпатели, применяемые при отборе вещества.

*Фарфоровые чашки* (рис. 9а) используют для выпаривания и упаривания растворов. *Фарфоровые ступки с пестиком* (рис. 9б) применяют для измельчения твердых веществ. В чистую высушенную ступку насыпают вещество не более  $1/3$  ее объема. При растворении твердого вещества в ступке с одновременным растиранием вначале насыпают твердое вещество, а затем к нему постепенно небольшими порциями при круговом движении пестика добавляют жидкость. Часть жидкости для растворения (не менее  $1/3$ ) оставляют для обмывания пестика и ступки после растворения и добавляют этот раствор к полученному. *Фарфоровые тигли* (рис. 9в) применяют для прокаливания веществ. Для этого их закрепляют в проволочных треугольниках с фарфоровыми трубками.

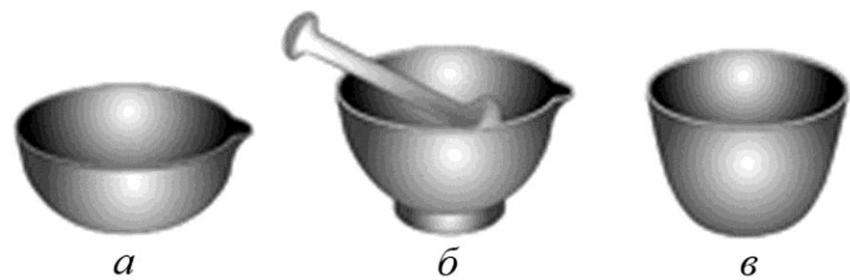


Рис. 9. Фарфоровая чашка – а; ступка с пестиком – б; тигель – в.

*Мерная посуда* – мерные колбы, цилиндры, мензурки, пипетки – используют для измерения объемов жидкостей. *Мерные колбы* (рис. 10) служат для приготовления растворов точной концентрации, а также для разбавления исследуемых растворов. Мерные колбы не предназначены для хранения растворов, приготовленный раствор необходимо перелить в склянку. Они представляют собой плоскодонные колбы со сферическим или грушевидным основанием и длинным узким горлом, на котором нанесена тонкая риска, до которой наливают жидкость. Мерные колбы имеют притертые стеклянные пробки, а также резиновые, силиконовые или, полиэтиленовые пробки. Обычно применяют мерные колбы на 50, 100, 200, 250, 500, 1000 мл.



Рис. 10. Мерные колбы.

*Мерные цилиндры* (рис. 11) представляют собой толстостенные стеклянные сосуды с широким основанием (дном). На стенках цилиндра нанесены деления, указывающие объем (в мл). Мерные цилиндры бывают емкостью от 10 мл до 2 л. Они используются для измерения объемов различных жидкостей. Вместо цилиндров иногда используют *мензурки* (рис. 12), представляющие собой сосуды конической формы с делениями на стенке.

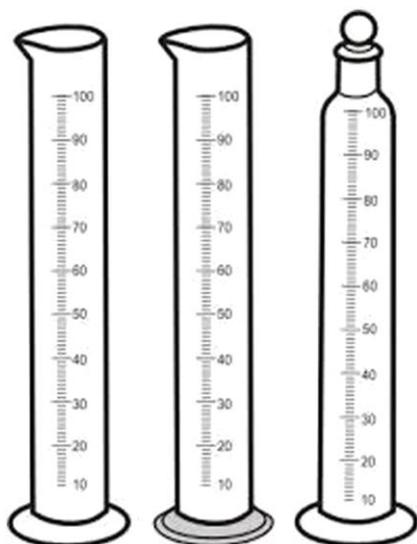


Рис. 11. Мерные цилиндры.

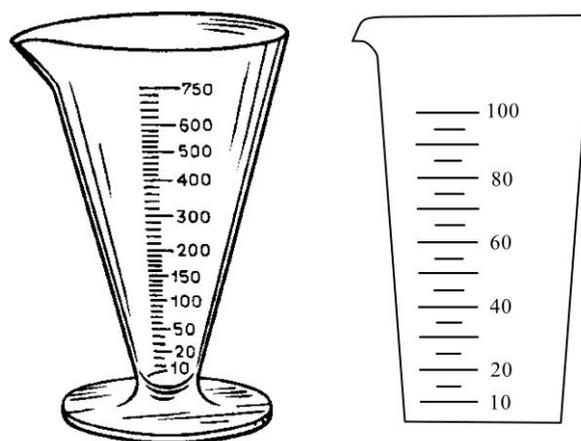


Рис. 12. Мензурки.

Для отбора точно определенных объемов жидкостей применяются *пипетки* (рис. 13). *Пипетки Мора* представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. На верхнем конце пипетки, выше расширения, имеется риска, до которой следует набирать жидкость. Они бывают объемом от 1 до 100 мл. *Градированные пипетки* применяют для отмеривания раз-

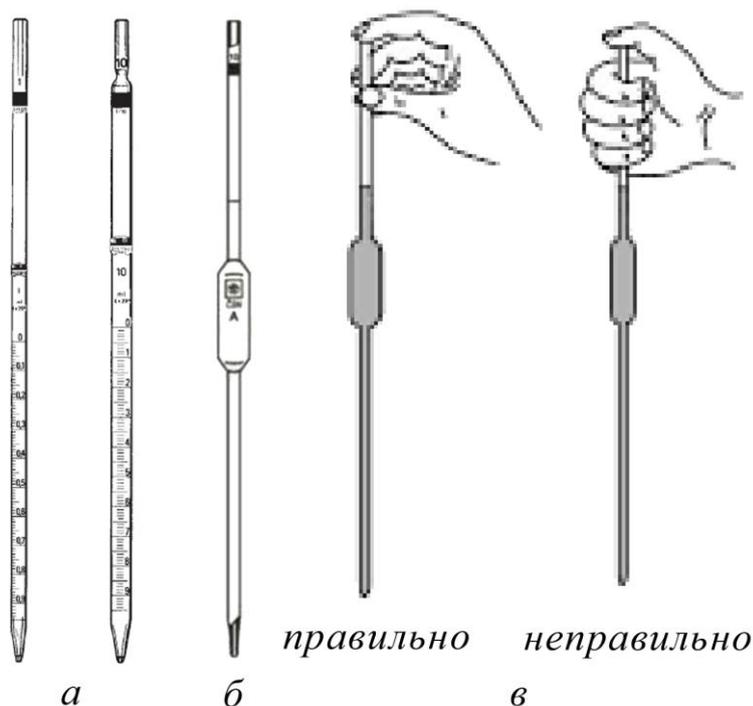


Рис. 13. Пипетки градуированные – а; пипетка Мора – б; положение рук при работе с пипеткой – в.

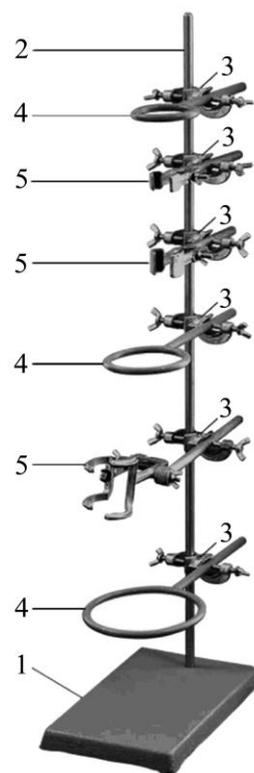


Рис. 14. Штатив Бунзена. 1 – основание, 2 – штанга, 3 – муфта, 4 – кольцо, 5 – лапка.

личных объемов жидкостей, от 1 до 25 мл. Жидкость набирают в простую пипетку с помощью груши. При выливании жидкости пипетку опускают в сосуд почти до дна и дают жидкости стечь по стенке слегка наклоненного сосуда. Когда жидкость вытечет, пипетку держат еще в течение 5 сек. прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси. Большинство используемых пипеток откалиброваны на полный слив, поэтому жидкость, остающуюся на кончике пипетки, выдувать нельзя.

Для закрепления химической посуды во время работы используют *металлические штативы* с лапками и кольцами (рис. 14).

Для правильного измерения объема в мерной посуде необходимо установить отметку шкалы на уровне глаза так, чтобы видеть ее как касательную к кривизне мениска (рис. 15). Отсчитывание показаний производят по нижнему краю мениска, в точке касания его верхней части отметки. Мерная посуда градуируется по нижнему краю мениска.

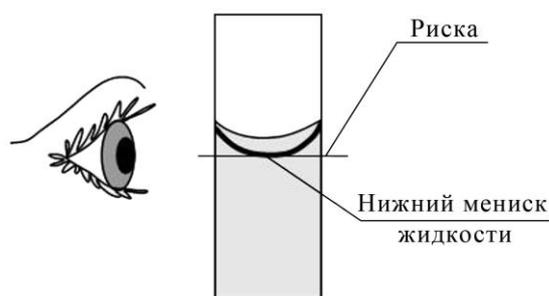


Рис. 15. Измерение объема в мерной посуде.

## 2. Приемы работы в химической лаборатории

### 2.1. Весы и взвешивание

В химической лаборатории применяют *технические* и *аналитические весы* (рис. 16). Технические весы измеряют массу с точностью до 0,01 г. Аналитические весы являются более чувствительными и позволяют определять массу с точностью до 0,0001 г. При взвешивании необходимо соблюдать следующие правила:

- Не ставить на чашки весов горячие, мокрые, грязные предметы. Не допускать попадание жидкостей на весы.
- Не помещать взвешиваемое вещество непосредственно на чашку весов. Твердые вещества взвешивают на часовом стекле, в бюксе, стакане, на листе бумаги. Жидкости взвешивают в бюксах или стаканах. Предварительно необходимо установить массу тары.
- После взвешивания ничего не оставлять на весах.



Рис. 16. Химические весы: а – технические, б – аналитические.

## 2.2. Нагревание и нагревательные приборы

В лаборатории применяют различные нагревательные приборы: спиртовки, газовые горелки, электрические плитки, водяные и песочные бани, муфельные печи.

*Спиртовки* (рис. 17) используются в качестве источника открытого пламени небольшой тепловой мощности. Топливом является этиловый спирт, в который погружен фитиль из хлопчатобумажных нитей. Закрывается спиртовка притертой крышкой. Спиртовки применяются для подогрева и плавления веществ, нагрева небольших лабораторных сосудов – пробирок, колб, тиглей.



Рис. 17. Устройство спиртовки. 1 – фитиль, 2 – колпачок, 3 – трубка с диском, 4 – резервуар.

*Газовые горелки* дают более высокую температуру, чем спиртовки. Они обеспечивают сгорание смеси горючего газа с кислородом. Чем больше газа подается в горелку, тем больше требуется кислорода и тем больше тепла выделяется в пламени горелки. Большинство горелок расходуют мало газа, для сгорания которого достаточно кислорода, содержащегося в атмосфере, поэтому они относятся к классу атмосферных горелок.

Наиболее часто применяются газовые горелки Бунзена и Теклю. *Горелка Бунзена* (рис. 18а) представляет собой металлическую трубку с отверстиями для поступления воздуха, закрепленную на подставке с боковым вводом для подачи газа. Внутри трубки расположен инжектор (устройство для точечной подачи топлива). Поворачивая цилиндрическую насадку, можно регулиро-

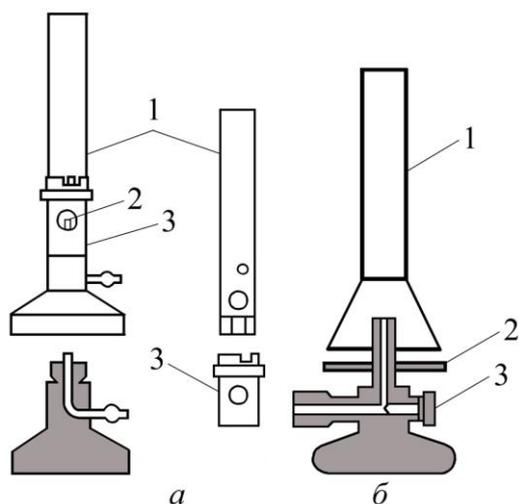


Рис. 18. Газовые горелки: Бунзена – а (1 – трубка, 2 – отверстие, 3 – насадка); Теклю – б (1 – трубка, 2 – диск, 3 – винт).

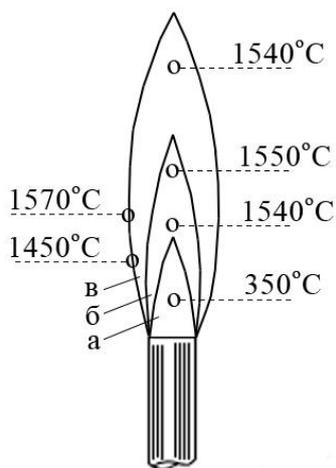


Рис. 19. Температура пламени газовой горелки.

вать подачу воздуха. Горелка Теклю (рис. 18б) с регулировочным диском дает возможность регулировать поступление не только воздуха, но и газа. Следует помнить, что природный газ ядовит и взрывоопасен, поэтому нельзя допускать утечки газа. Газовые краны должны быть плотно закрыты, когда горелка не используется.

Зажигать газовую горелку нужно через 1-2 секунды после подачи газа при небольшом доступе воздуха. Затем следу-

ет отрегулировать подачу воздуха так, чтобы пламя стало несветящимся. В несветящемся пламени можно различить три зоны конуса: внутреннюю (а), где происходит смешивание воздуха с газом, и нет горения; среднюю (б), где сгорание газа происходит не полностью; внешнюю (в), где происходит полное сгорание газа. Приблизительные температуры в разных участках газового пламени показаны на рис. 19.

Нагревать можно только посуду, изготовленную из термостойкого стекла. Стаканы и колбы из термостойкого стекла маркируют специальным знаком – матовым прямоугольником или кругом белого цвета. Стеклопосуда, не имеющая такой маркировки, а также пластиковая посуда для нагревания не предназначена. Нельзя использовать для нагревания и мерную посуду.

На открытом огне спиртовок и горелок можно проводить нагревание веществ в стеклянных пробирках, стаканах и колбах. В пробирке можно нагревать небольшие количества раствора. Необходимо закрепить пробирку в держателе или лапке штатива в слегка наклоненном положении. Отверстие пробирки должно быть направлено от себя и от соседей. Осторожно, не-

большим пламенем спиртовки прогревают всю пробирку. Для этого пробирку медленно проводят сквозь пламя от доньшка до отверстия и обратно, повторяют операцию несколько раз. Затем нагревают все содержимое пробирки. При нагревании жидкости в пробирке необходимо помнить, что жидкость может выплеснуться из пробирки. Чтобы избежать этого, пробирку нужно держать наклонно и время от времени потряхивать.

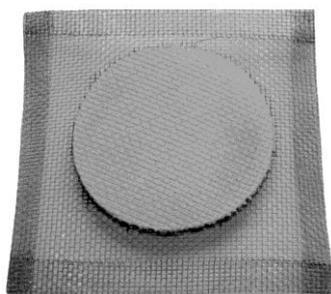


Рис. 20. Асбестовая сетка.

Колбы и стаканы из тонкостенного стекла нельзя нагревать на открытом пламени без *асбестовой сетки* (рис. 20), позволяющей избежать местных перегревов жидкости. Колбу или стакан устанавливают на кольцо штатива с асбестовой сеткой, под которой расположена горелка. Горлышко колбы дополнительно закрепляют в лапке.

Сильно нагретую стеклянную химическую посуду нельзя сразу ставить на холодную или мокрую поверхность стола или металлического штатива. Но посуду с кипящей водой или раствором можно охлаждать струей воды из крана.

При отсутствии газовых горелок или в случаях, когда использование газовых горелок запрещено, для нагревания применяют *электрические плитки*. Плитки с закрытой спиралью удобны и безопасны при работе с легковоспламеняющимися и летучими веществами. При использовании открытого пламени и электрической плитки трудно вести нагревание при какой-либо определенной температуре. Для этого применяются разного рода бани, самыми употребляемыми являются водяные и песочные.

*Водяные бани* (рис. 21) применяют только в тех случаях, когда требуется нагревание до температуры не выше 100 °С. Бани закрываются сверху рядом концентрических, налегающих одно на другое колец. Нагревание на водяной бане проводят двумя способами:

- нагреваемую посуду погружают в кипящую воду, в этом случае температура нагрева достигает 100 °С;

- нагреваемая посуда не касается воды и нагревается только водяным паром, в этом случае температура нагрева на несколько градусов ниже 100 °С.

В баню наливают воду так, чтобы до краев оставалось 2-3 см. Нагреваемый сосуд помещают на кольцо такого диаметра, чтобы своей нижней частью он находился на 1,5-2 см внутри бани. Воду в бане нагревают до кипения и поддерживают в кипящем состоянии все время нагревания.



Рис. 21. Водяные бани.

*Песочные бани* используются для осторожного нагревания до высокой температуры или для осторожного прокаливания. Температура песочной бани 200-300 °С. Для приготовления песочной бани чистый мелкий песок помещают в стальную чашку, насыпая так, чтобы получилась горка. В середину сосуда с песком ставят нагреваемую посуду, чтобы она не касалась дна чашки. Песок нагревают на электрической плитке.

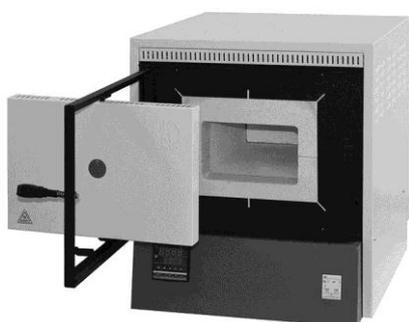


Рис. 22. Муфельная печь.

Для получения температуры 400-1100 °С применяются электрические *муфельные печи* (рис. 22). В муфельной печи можно регулировать скорость нагрева, а также поддерживать определенную температуру в течение заданного времени. В муфельной печи осуществляют прокаливание веществ для удаления летучих примесей, достижения постоянной массы, осуществления синтеза при высоких температурах. Прокаливание проводят в тиглях, которые обычно закрывают крышками.

### 2.3. Фильтрация

Для отделения жидкостей от осадков и взвешенных частиц применяют фильтрацию – пропускание жидкости через мелкопористые материалы, *фильтры*, задерживающие твердые частицы на своей поверхности. Жидкость, прошедшая через фильтр, называется фильтратом. В лабораторной практике применяют обычные, или гладкие, и складчатые, или плоеные, фильтры, изготовленные из фильтровальной бумаги (рис. 23). Размер фильтра должен быть таков, чтобы верхний край его не доходил до края воронки на 3-5 мм. При фильтрации воронку укрепляют на кольце штатива, конец воронки должен касаться стенки

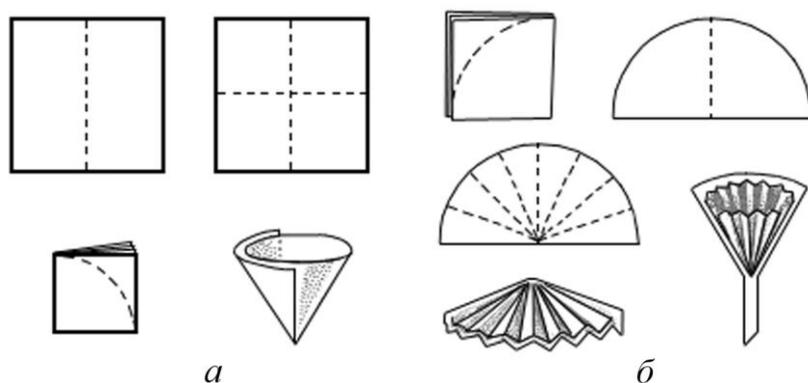


Рис. 23. Подготовка фильтра: обычного – *а*, складчатого – *б*.

сосуда для сбора фильтрата. Наливать жидкость в воронку следует по стеклянной палочке.

Часто применяют фильтрацию под вакуумом, при котором для перемещения фильтруемой жидкости сквозь фильтрующий элемент используется разница между атмосферным давлением снаружи приёмника фильтрата и искусственно уменьшенным давлением (вакуумом) внутри него. Такой способ позволяет значительно ускорить процесс фильтрации по сравнению с обычной фильтрацией. Чем больше разница между атмосферным давлением и давлением в приёмнике, тем быстрее идет фильтрация. Для фильтрации под вакуумом собирают прибор (рис. 24), состоящий из *колбы Бунзена* (1), фарфоровой *воронки Бюхнера* (2), предохранительной склянки (3) и *водоструйного вакуум-насоса* (4). Предохранительная склянка предупреждает возможность переброса воды из водоструйного насоса в колбу. На дно воронки Бюхнера кладут два бумажных фильтра, один из которых равен диаметру воронки, а другой на 3-4 мм меньше. Сначала помещают фильтр

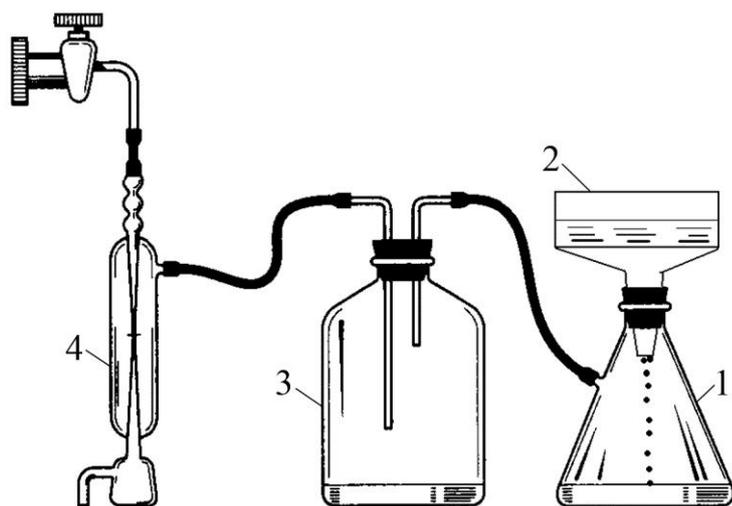


Рис. 24. Установка для фильтрования под вакуумом.

меньшего диаметра, затем большего, смачивают их дистиллированной водой и плотно прижимают ко дну и стенкам воронки. При фильтровании осадок не должен переполнять воронку, а фильтрат не должен доходить до отростка колбы. После окончания фильтрования осадок

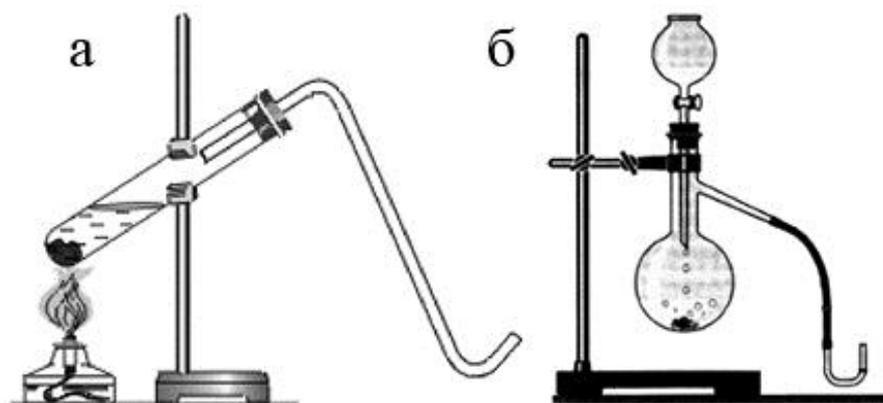
можно промыть на воронке дистиллированной водой. После окончания фильтрования и промывания осадка колбу отсоединяют от насоса, воронку вынимают из колбы, переворачивают и легкими ударами по стенке вытряхивают осадок на фильтровальную бумагу и подсушивают.

#### 2.4. Получение и сбориение газов

Вещества в газообразном состоянии в лабораторных условиях получают:

- взаимодействием смеси нескольких твердых веществ при нагревании;
- прокаливанием одного твердого вещества;
- взаимодействием твердого вещества с жидкостью при нагревании или без нагревания.

• Используют различные приборы для получения газов (рис. 25). Простейшим из них является пробирка с газоотводной трубкой (а). Прибор, состоящий из колбы



Вюрца и капельной воронки (б), удобно использовать, если хотя бы один из реагентов является жидким.

Рис. 25. Установки для получения газов.

В практике часто используют приборы автоматического действия, одним из которых является *аппарат Киппа* (рис. 26). Это стеклянный прибор, состоящий из двух частей: сосуда (1) с сужением в средней части и шарообразной воронкой (2), конец которой на 1-2 см не доходит до дна сосуда. Воронка

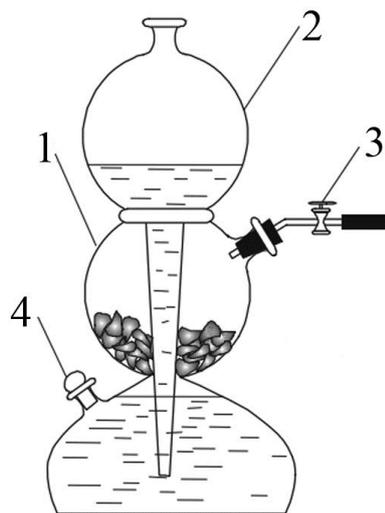


Рис. 26. Аппарат Киппа.

вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивая герметичность прибора. Средний шар имеет тубус, закрытый пробкой с газоотводной трубкой и краном (3). В нижней части аппарата имеется тубус (4), через который выливают отработанную жидкость. С помощью аппарата Киппа можно получать водород, углекислый газ, сероводород. При зарядке аппарата Киппа в среднюю часть через тубус помещают твердое вещество. Затем тубус закрывают пробкой с газоотводной трубкой и при открытом кране наливают раствор реагента в воронку. Когда уровень жидкости достигает твердого вещества, начинается химическая реакция с выделением газа. При закрытии крана давление выделяющегося газа выдавливает жидкость из реактора в верхнюю часть воронки и реакция прекращается. Открытие крана приводит к возобновлению реакции, образовавшийся газ выходит через газоотводную трубку.

Способы собирания газов определяются их свойствами: плотностью, растворимостью и взаимодействием с водой, с воздухом и др. Различают два основных способа собирания газов: вытеснением воздуха и вытеснением воды. Расположение сосуда для собирания газов зависит от относительной плотности газа по воздуху (рис. 27а). Для собирания газов, которые легче воздуха, сосуд для сбора газа следует закрепить дном вверх, а для газов, которые тяжелее воздуха, – дном вниз.

Вытеснением воды (рис. 27б) собирают газы, которые не взаимодействуют с водой и плохо в ней растворяются. Цилиндр или банку заполняют водой и закрывают стеклянной пластинкой так, чтобы в цилиндре не остава-

лось пузырьков воздуха. Пластинку придерживают рукой, цилиндр переворачивают и опускают в стеклянную ванну с водой. Под водой пластинку

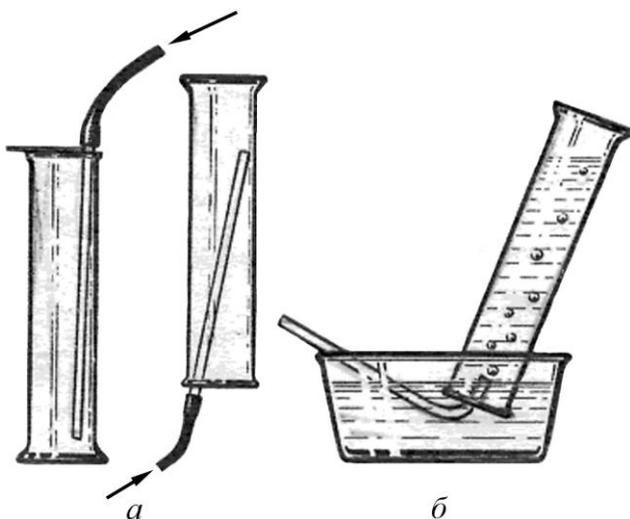


Рис. 27. Собираение газов вытеснением воздуха – а, вытеснением воды – б.

удаляют, в открытое отверстие цилиндра подводят газоотводную трубку. Газ постепенно вытесняет воду из цилиндра и заполняет его, после чего отверстие цилиндра под водой закрывают стеклянной пластинкой и цилиндр, заполненный газом, вынимают. Если газ тяжелее воздуха, то цилиндр ставят дном на стол, а если легче, то дном вверх на пластинку.

## Лабораторная работа 2

### Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)

#### Контрольные вопросы:

1. Что такое относительная молекулярная масса вещества, в каких единицах она измеряется?
2. Дайте формулировку закона Авогадро.
3. Что такое относительная плотность газа по другому газу? Что показывает эта величина?
4. Как рассчитать относительную плотность газа по водороду, по воздуху?
5. Объясните устройство и принцип работы аппарата Киппа.
6. Почему для получения оксида углерода(IV) используют соляную, а не серную кислоту?
7. Почему склянки Тищенко заполняют водой и серной кислотой?
8. Какой способ используют для собирания углекислого газа в колбу? Почему?
9. Как определить, что колба целиком заполнена углекислым газом?

Оборудование: весы с точностью взвешивания до 0,01 г, установка для получения углекислого газа (аппарат Киппа, 2 склянки Тищенко, колба на 250 мл с пробкой, резиновые трубки), мерный цилиндр на 250 мл, барометр, термометр, маркер по стеклу.

Реактивы: мрамор; серная кислота (конц.); растворы: соляная кислота (2 н); дистиллированная вода.

### Ход работы

Установка для определения относительной молекулярной массы оксида углерода(IV) состоит из аппарата Киппа (1), заряженного мрамором и раствором соляной кислоты, двух последовательно соединенных склянок Тищенко (2, 3), заполненных водой (для удаления примеси хлороводорода) и концентрированной серной кислотой (для осушки газа), соответственно, и колбы (4) на 250 мл для собирания оксида углерода(IV) (рис. 28).

К чистой высушенной колбе подберите пробку и отметьте уровень, до которого пробка входит в горло колбы, маркером. Взвесьте колбу с пробкой на технических весах с точностью до 0,01 г. Заполните колбу оксидом углерода(IV), опустив газоотводную трубку до дна колбы. Закройте колбу пробкой (пробка должна входить до метки) и взвесьте. Чтобы убедиться, что колба целиком наполнена углекислым газом, необходимо еще раз на несколько минут опустить газоотводную трубку в колбу и вновь взвесить колбу, повторяя эту операцию несколько раз до получения постоянной массы колбы.

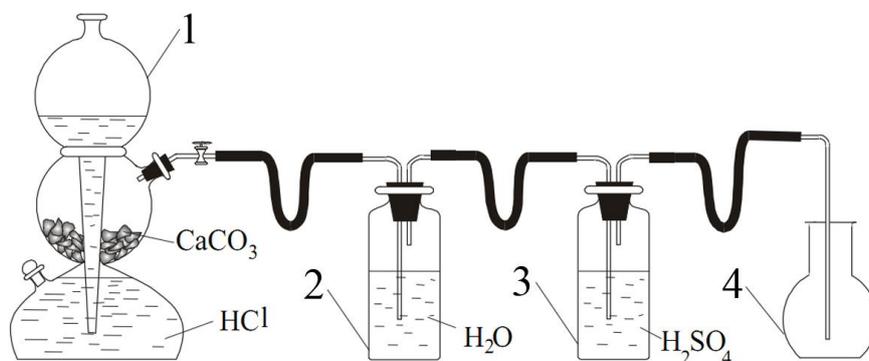


Рис. 28. Установка для получения и очистки оксида углерода(IV).

Определите объем колбы, наполнив ее водой до метки, и измерьте объем

воды мерным цилиндром. Отметьте показания термометра и барометра во время опыта.

Опытные данные запишите в таблицу:

Величина	Обозначение	Значение
Масса колбы с пробкой, с воздухом, г	$m_1$	
Масса колбы с пробкой, с углекислым газом, г	$m_2$	
Объем колбы, мл	$V$	
Температура опыта, °С	$t$	
Абсолютная температура, К	$T$	
Атмосферное давление, кПа	$P$	
Объем колбы при нормальных условиях, мл	$V_0$	
Масса воздуха в колбе, г	$m_3$	
Масса оксида углерода(IV) в колбе, г	$m(\text{CO}_2)$	
Плотность оксида углерода(IV) по воздуху	$D_B$	
Относительная молекулярная масса оксида углерода(IV)	$Mr(\text{CO}_2)$	
Относительная ошибка, %	$\Delta$	

### Обработка результатов

1. Приведите объем воздуха в колбе  $V$  к нормальным условиям ( $T_0 = 273 \text{ К}$ ,  $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ ) по формуле:

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

где  $V$  – объем колбы,  $P$  – атмосферное давление,  $T$  – абсолют-

ная температура.

2. Вычислите массу воздуха  $m_3$ , находившегося в колбе, зная, что масса 1 л воздуха при н.у. равна 1,29 г.

3. Вычислите массу оксида углерода(IV),  $m(\text{CO}_2)$  (в г), в колбе:

$$m(\text{CO}_2) = m_2 - (m_1 - m_3)$$

4. Вычислите плотность оксида углерода(IV) по воздуху:  $D_B = \frac{m(\text{CO}_2)}{m_3}$

5. Вычислите относительную молекулярную массу оксида углерода(IV):

$$Mr(\text{CO}_2) = 29 D_B$$

6. Вычислите относительную ошибку опыта в %:

$$\Delta = \frac{M_r(\text{теор.}) - M_r}{M_r(\text{теор.})} 100\%$$

## Лабораторная работа 3

### Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения

#### Контрольные вопросы:

1. Дайте формулировку закона эквивалентов, запишите его математическое выражение.
2. Дайте понятие молярной массы эквивалента, молярного объема эквивалента вещества.
3. Назовите методы определения молярной массы эквивалента, молярного объема эквивалента вещества.
4. Что такое фактор эквивалентности вещества?
5. Чему равен фактор эквивалентности простого вещества, кислоты, основания, соли?

Оборудование: весы с точностью взвешивания до 0,01 г, прибор для определения молярной массы эквивалента (штатив с кольцом и лапкой, бюретка емкостью 25 мл, пробирка, две пробки с газоотводными трубками, воронка, резиновые трубки), воронка, химический стакан на 100 мл, барометр, термометр, пинцет.

Реактивы: магний; растворы: соляная кислота (2 н); дистиллированная вода.

#### Ход работы

Определение молярной массы эквивалента металла основано на реакции растворения известной массы металла (навески) в избытке соляной кислоты HCl. В процессе выполнения опыта измеряют объем вытесненного водорода.

Соберите и укрепите в штативе (1) прибор для определения молярной массы эквивалента металла, состоящий из бюретки (2) на 25 мл, соединенной посредством резиновых трубок (3) с воронкой (4) и пробиркой (5) (рис. 29).

Для проверки прибора на герметичность в бюретку налейте воду, которая заполняет также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закройте пробкой, соедините с пробиркой и отметьте уровень

воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместите воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если уровень воды будет понижаться непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

Взвесьте кусочек ленты магния около 0,03 г и запишите массу. Выньте пробку из пробирки и передвижением воронки установите уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерьте 5 мл разбавленной соляной кислоты и влейте в пробирку через

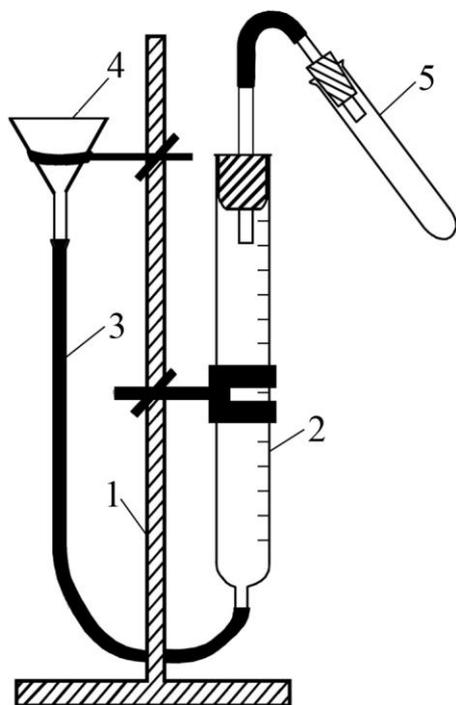


Рис. 29. Прибор для определения молярной массы эквивалента магния: 1 – штатив; 2 – бюретка; 3 – резиновая трубка; 4 – воронка; 5 – пробирка.

воронку. Положите ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с кислотой. Присоедините пробирку к прибору, плотно закрыв ее пробкой. Затем передвижением воронки приведите воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню. Отметьте и запишите уровень воды в бюретке, произведя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл. Стряхните магний в соляную кислоту. Отметьте происходящие изменения. По окончании реакции дайте пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова приведите воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметьте и запишите уровень воды в бюретке.

Отметьте и запишите показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт. ст. = 133,3 Па) во время опыта.

Опытные данные запишите в таблицу:

Величина	Обозначение	Значение
Масса металла, г	$m_{\text{Me}}$	
Уровень воды в бюретке до реакции, мл	$a_1$	
Уровень воды в бюретке после реакции, мл	$a_2$	
Температура опыта, °С	$t$	
Абсолютная температура, К	$T$	
Атмосферное давление, кПа	$P$	
Давление насыщенного водяного пара, кПа (табл. 4)	$P(\text{H}_2\text{O})$	
Парциальное давление газа, кПа	$P(\text{H}_2)$	
Объем выделившегося газа при температуре опыта, мл	$V(\text{H}_2)$	
Объем выделившегося газа при нормальных условиях, мл	$V^\circ(\text{H}_2)$	
Масса выделившегося газа, г	$m(\text{H}_2)$	
Молярная масса газа, г/моль	$M(\text{H}_2)$	
Молярный объем эквивалента водорода, л/моль	$V_{\text{Э}}^\circ(\text{H}_2)$	

### Обработка результатов

1. Вычислите объем водорода,  $V(\text{H}_2)$ , (в мл), вытесненного магнием при температуре  $t$  и давлении  $P$ .
2. Вычислите парциальное давление водорода:  $P(\text{H}_2) = P - P(\text{H}_2\text{O})$ .
3. Приведите найденный объем водорода,  $V(\text{H}_2)$ , к нормальным условиям,  $V^\circ(\text{H}_2)$ , используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо  $P$  следует поставить  $P(\text{H}_2)$ .
4. Вычислите массу выделившегося водорода,  $m(\text{H}_2)$ .
5. Рассчитайте молярную массу эквивалента магния,  $M_{\text{Э}}(\text{Mg})$ .
6. Определите относительную,  $\Delta\%$ , ошибку опыта:

$$\Delta\% = \frac{(M_{\text{Э}(\text{табл})} - M_{\text{Э}})}{M_{\text{Э}(\text{табл})}} \cdot 100\%$$

*Способ расчета молярной массы эквивалента металла по массе выделившегося газа.*

1. Привести объем выделившегося газа (водорода) к нормальным условиям по уравнению газового состояния:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}; \text{ отсюда } V_0 = \frac{V \cdot P(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_0 \cdot T},$$

где  $V_0$  – объем газа (водорода) при н.у., мл;  $P_0$  – парциальное давление газа

при н.у., равное 101,3 кПа;  $T_0$  – температура, 273 К;  $V$  – объем газа (водорода) при данных условиях, мл;  $T$  – температура опыта, равная  $(t + 273)$  К;  $P(H_2)$  – парциальное давление газа (водорода) при условиях опыта.

2. Вычислить молярную массу эквивалента металла по закону эквивалентов:

$$M_{\text{Э}}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{\text{Э}}^0(H_2)}{V_0(H_2)}, \text{ где } V_{\text{Э}}^0(H_2) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л/моль.}$$

*Способ расчета молярной массы эквивалента металла по массе выделившегося газа.*

1. Рассчитать массу выделившегося газа (водорода) по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} RT, \text{ где } R = 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К.}$$

2. Вычислить молярную массу эквивалента металла по закону эквивалентов:

$$M_{\text{Э}}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{\text{Э}}(H_2)}{m(H_2)}, \text{ где } M_{\text{Э}}(H_2) = 1 \text{ г/моль.}$$

## Лабораторная работа 4

### Скорость химических реакций

#### Контрольные вопросы:

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Дайте определение скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
3. Приведите формулировку закона действующих масс. Запишите математическое выражение этого закона.
4. Что определяет константа скорости реакции? Какие факторы влияют на ее величину?
5. Как и почему меняется скорость химических реакций при изменении температуры? Приведите выражение уравнения Вант-Гоффа.
6. Что такое энергия активации?

7. Как влияет природа и состояние реагирующих веществ на скорость химической реакции?
8. Что такое катализатор, катализ? На чем основано влияние катализатора на изменение скорости реакции?
9. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?
10. Какое состояние называется химическим равновесием? Почему химическое равновесие называется динамическим и подвижным?
11. В чем состоит физический смысл константы химического равновесия?
12. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
13. Как влияет на смещение равновесия изменение концентраций веществ, температура, давление, катализатор?

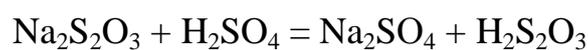
Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, секундомеры, три стакана емкостью 200-250 мл, термометры на 50 °С, стеклянные палочки, пипетки, асбестовая сетка, фильтровальная бумага, шпатели, прибор для изучения смещения химического равновесия в газообразной системе, горячая вода, лед.

Реактивы: мрамор в порошке и кусочками по 0,5 г, порошок алюминия, порошок йода, кристаллический хлорид аммония; растворы: тиосульфат натрия (1 н), серная кислота (1 н), соляная кислота (2 н); хлорид железа(III) (0,1 н; насыщенный), роданид аммония (0,1 н; насыщенный); дистиллированная вода.

### Ход работы

**Опыт 1.** Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно сделайте качественный опыт, для чего в пробирку внесите 1,5 мл 1 н раствора тиосульфата натрия и 1,5 мл 1 н раствора серной кислоты. Наблюдайте появление слабой опалесценции и дальнейшее помут-

нение раствора от выпавшей свободной серы. Помутнение раствора происходит не сразу после сливания реактивов, а спустя некоторое время. Поэтому, определив время, необходимое для появления признаков протекания реакции, можно охарактеризовать скорость реакции.

В три пробирки налейте по 6 мл 1 н раствора серной кислоты. В другие три пробирки налейте 1 н раствор тиосульфата натрия: в первую – 2 мл, во вторую – 4 мл, в третью – 6 мл. Затем в первую пробирку с тиосульфатом натрия добавьте 4 мл дистиллированной воды, а во вторую пробирку – 2 мл дистиллированной воды, с тем, чтобы объемы растворов во всех пробирках были одинаковы. Таким образом, концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  будет: в пробирке № 1 – **1С**, в пробирке № 2 – **2С**, в пробирке № 3 – **3С**.

Слейте первую пару пробирок с серной кислотой и тиосульфатом натрия и тотчас включите секундомер. Заметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Так же слейте вторую и третью пары пробирок, отмечая время секундомером до появления опалесценции.

Данные опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	V $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	V $\text{H}_2\text{O}$ , мл	Общ. V, мл	Условная конц-я	Время, τ, сек.	Условная скорость
1	6	2	4	12	1С		
2	6	4	2	12	2С		
3	6	6	–	12	3С		

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им условные скорости  $\nu = 1/\tau$ . Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

### **Опыт 2.** Влияние температуры на скорость реакции

В три пробирки налейте по 5 мл раствора тиосульфата натрия. В три другие пробирки налейте по 5 мл раствора серной кислоты. Первую пару

пробирок соль-кислота слейте при комнатной температуре, включив сразу секундомер. Отметьте по секундомеру время, когда появится легкая опалесценция (чем по времени раньше отмечено появление голубоватого помутнения, тем точнее результат опыта).

Вторую пару пробирок, не сливая, нагрейте предварительно в стакане с горячей водой до температуры на 10 градусов выше комнатной. Смешайте содержимое обеих пробирок, отметьте время секундомером до появления опалесценции. Третью пару пробирок также предварительно нагрейте до температуры на 20 градусов выше комнатной и снова слейте, отметив время секундомером до появления опалесценции.

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, по оси ординат – условную скорость реакции.

Результаты опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , мл	V Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , мл	Общ. V, мл	Температура, t °C	Время, τ, сек.	Условная скорость
1	5	5	10	t		
2	5	5	10	t + 10		
3	5	5	10	t + 20		

Сделайте вывод о влиянии температура на скорость реакции. Вычислите среднюю величину температурного коэффициента этой реакции. Как данные опыта согласуются с правилом Вант-Гоффа?

**Опыт 3.** Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции

Реакции в гетерогенной системе, в отличие от гомогенной, проходят не во всем объёме, а лишь на поверхности раздела фаз. Для гетерогенной системы, состоящей из двух фаз, одна из которых твёрдая, скорость химического взаимодействия сильно зависит от степени измельчения твёрдого вещества, т. е. степени дисперсности.

Поместите в одну пробирку кусочек мрамора, а в другую – порошок

мрамора. Массы кусочка и порошка мрамора составляют по 0,5 г. Затем в каждую пробирку налейте по 5 мл 2 н раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? В какой пробирке растворение мрамора идет быстрее и почему?

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности твердого вещества на скорость химической реакции.

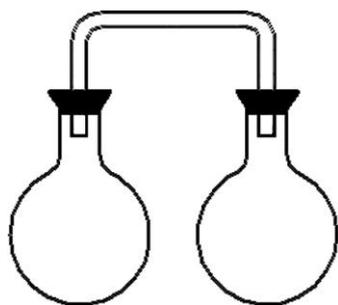
**Опыт 4.** Влияние катализатора на скорость химической реакции (групповой опыт)

На асбестовую сетку насыпьте немного порошка алюминия и в 10 раз меньшее количество мелко растёртого сухого йода. Тщательно перемешайте. Отметьте, что реакция практически не идёт. Добавьте пипеткой 1-2 капли воды. Что наблюдаете? Как влияет вода на скорость реакции?

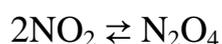
Напишите уравнение реакции. Отметьте все наблюдения. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

**Опыт 5.** Влияние температуры на смещение химического равновесия

Прибор для наблюдения сдвига химического равновесия заполнен диоксидом азота  $\text{NO}_2$  бурого цвета. Измерения молекулярной массы диоксида



азота показали, что газ при температуре выше  $140^\circ\text{C}$  состоит исключительно из молекул  $\text{NO}_2$ , ниже этой температуры происходит частичная димеризация оксида азота(IV) по уравнению:

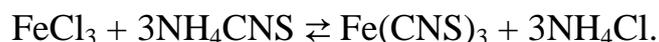


Газ  $\text{NO}_2$  имеет бурый цвет, а  $\text{N}_2\text{O}_4$  – бесцветная жидкость. Один шар прибора поместите в стакан с горячей водой, другой – в сосуд, наполненный водой со льдом. Наблюдайте изменение цвета в каждом сосуде.

На основании принципа Ле Шателье объясните изменения, происходящие в приборе. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

**Опыт 6.** Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Исследование проводится на примере реакции:



Красное окрашивание роданида железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  позволяет фиксировать смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Налейте в пробирку 5 мл 0,1 н раствора хлорида железа(III) и добавьте 5 мл 0,1 н раствора роданида аммония. Полученный раствор разделите на четыре части. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной для сравнения. Ко второй пробирке прилейте несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, к третьей – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III). В четвёртую пробирку присыпьте кристаллического хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Встряхните пробирку, чтобы усилить растворение соли. Сравните окраску растворов в пробирках с окраской контрольной пробирки и объясните происшедшие изменения, исходя из принципа Ле Шателье.

Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№ пробирки	Добавленный реактив	Интенсивность окраски	Смещение равновесия
1	Контрольная	–	–
2	$\text{FeCl}_3$		
3	$\text{NH}_4\text{CNS}$		
4	$\text{NH}_4\text{Cl}$		

Запишите выражение константы равновесия для данной реакции. Изменилось ли значение константы? Сделайте вывод о влиянии концентрации на смещение химического равновесия.

## Лабораторная работа 5

### Электролитическая диссоциация

#### Контрольные вопросы:

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации?

2. Сформулируйте определение кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
3. Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
4. По какому признаку электролиты делятся на сильные, средние, слабые? Приведите примеры таких электролитов.
5. Что характеризует константа диссоциации? От каких факторов она зависит?
6. Что такое ионное произведение воды?
7. Что такое водородный показатель? По какой формуле он определяется? Какие значения имеет водородный показатель в кислой, нейтральной и щелочной среде?
8. Как меняется окраска индикаторов – лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина, в зависимости от среды раствора?
9. Составьте таблицу изменения окраски индикаторов в зависимости от величины pH.
10. Что характеризует произведение растворимости (ПР)? Для каких электролитов применима эта величина?
11. Что такое ионообменные реакции?
12. При каких условиях реакции в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца?

Оборудование: штативы с пробирками, стакан с горячей водой.

Реактивы: кристаллические  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ; цинк металлический; кусочки мрамора; растворы: соляная кислота (1 н и 0,1 н), уксусная кислота (1 н и 0,1 н),  $\text{NH}_4\text{OH}$  (0,1 н),  $\text{NaOH}$  (0,1 н),  $\text{AgNO}_3$  (0,1 н),  $\text{NaCl}$  (0,1 н),  $\text{CuCl}_2$  (0,1 н),  $\text{FeCl}_3$  (0,1 н);  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (2 н);  $\text{CuCl}_2$  (0,5 н),  $\text{CaCl}_2$  (0,5 н),  $\text{SrCl}_2$  (0,5 н),  $\text{BaCl}_2$  (0,5 н),  $\text{FeSO}_4$  (0,5 н, свежеприготовленный);  $\text{Na}_2\text{S}$  (1 н);  $\text{CaSO}_4$  (насыщ.),  $\text{SrSO}_4$  (насыщ.); ацетон; индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый; дистиллированная вода.

## Ход работы

### **Опыт 1.** Сравнение химической активности кислот

а) В одну пробирку налейте 5 мл 1 н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 1 н раствора уксусной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и поместите по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке реакция идет интенсивнее? Почему? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) В одну пробирку налейте 3 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, в другую – 3 мл 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместите в стакан с горячей водой. Какой газ выделяется? С какой кислотой реакция идет более энергично? Объясните это явление. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 2.** Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов

а) В пробирку налейте 4 мл раствора уксусной кислоты и добавьте 3-4 капли индикатора метилоранжа. Под влиянием каких ионов метилоранж принимает розовую окраску?

Разделите содержимое пробирки на 2 части. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного кристаллического ацетата натрия. Пробирку встряхните несколько раз. Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните её изменение. Что надо добавить к раствору слабой кислоты, чтобы сместить равновесие в сторону образования малодиссоциированных молекул?

б) В пробирку налейте 4 мл раствора гидроксида аммония и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Как меняется окраска индикатора? Почему?

Разделите содержимое пробирки на две части. Одну пробирку оставьте для контроля, а в другую добавьте немного кристаллического хлорида аммо-

ния. Хорошо встряхните несколько раз пробирку. Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет? Каких ионов происходит изменение концентрации?

### **Опыт 3.** Диссоциация солей

а) Возьмите немного хлорной меди и отметьте цвет твердой соли. Одну часть соли растворите в ацетоне, а другую – в воде. Наблюдайте цвет раствора в первом и во втором случаях. Дайте объяснение.

б) Несколько кристаллов хлорной меди растворите в малом количестве воды (1-2 капли). Какого цвета раствор? Добавьте несколько миллилитров воды (1-2 мл.). Что наблюдаете? Каков цвет полученного раствора? Составьте уравнение реакции гидратации иона меди и отметьте цвет гидратированного иона.

### **Опыт 4.** Ионные реакции

а) Налейте в пробирку 1 мл 0,1 н раствора соляной кислоты и прибавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Подобным образом испытайте в отдельных пробирках действие нитрата серебра на растворы хлорида натрия, хлорида меди(II) и хлорида железа(III). Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Каким сокращенным ионным уравнением можно выразить все четыре реакции?

б) В пробирку с раствором гидроксида натрия добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? В эту пробирку прилейте 1-2 мл раствора соляной кислоты. Что происходит? Почему? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

### **Опыт 5.** Образование труднорастворимых солей

В три пробирки налейте по 2-3 мл растворов хлорида кальция, стронция и бария. В первую пробирку прилейте насыщенный раствор сульфата стронция, во вторую – насыщенный раствор сульфата кальция, в третью – раствор сульфата натрия. Объясните наблюдаемые явления, пользуясь правилом произведения растворимости. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

**Опыт 6.** Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости

Получите осадки сульфидов железа(II) и меди(II) (какие реактивы необходимо взять для получения осадков). Подействуйте на полученные осадки 2 н раствором соляной кислоты. Какой из осадков растворился? Объясните различия в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

## Лабораторная работа 6

### Гидролиз солей

#### Контрольные вопросы:

1. Что называют гидролизом солей? Каковы причины протекания гидролиза?
2. На какие типы делятся соли по их отношению к воде? Приведите примеры.
3. Как изменяется среда раствора в результате гидролиза? Какие индикаторы (лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин) можно использовать для определения среды раствора при гидролизе солей с различным механизмом его протекания?
4. В каком случае гидролиз солей протекает ступенчато? Чем определяется количество ступеней процесса гидролиза?
5. Что характеризует степень гидролиза? Какие факторы влияют на степень гидролиза и почему?
6. Почему совместный гидролиз солей является необратимым? Какие соли усиливают гидролиз друг друга? Приведите примеры.

Оборудование: штативы с пробирками, держатели, спиртовки, спички.

Реактивы: растворы солей: NaCl (2 н), ZnCl<sub>2</sub> (2 н), Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (2 н), CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub> (2 н), CH<sub>3</sub>COONa (2 н); SbCl<sub>3</sub> (конц.) или Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> (конц.); индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус; дистиллированная вода.

## Ход работы

### **Опыт 1.** Определение среды растворов солей

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей: хлорида натрия, хлорида цинка, карбоната натрия, ацетата аммония. Каким индикатором – фенолфталеином или лакмусом можно определить среду растворов этих солей? Добавьте несколько капель соответствующего индикатора. О чем говорят изменения, происходящие в пробирках? Определите тип механизма гидролиза солей. Всегда ли нейтральная среда раствора свидетельствует об отсутствии гидролиза? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза исследованных солей.

Результат опыта внесите в таблицу:

№	Формула соединения	Индикатор	Окраска индикатора	Среда раствора	Тип механизма гидролиза
1	NaCl				
2	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				
3	ZnCl <sub>2</sub>				
4	CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>				

### **Опыт 2.** Влияние нагревания на гидролиз

К раствору ацетата натрия добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Объясните изменение окраски при нагревании раствора и после его охлаждения под струей холодной воды. Составьте уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

### **Опыт 3.** Влияние концентрации соли на гидролиз

Отметьте цвет концентрированного раствора хлорида сурьмы (или нитрата висмута). К 1–2 мл этого раствора прилейте двойной объем дистиллированной воды. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции гидролиза. Каким индикатором следует подействовать, чтобы определить характер среды?

#### **Опыт 4. Совместный гидролиз солей**

К раствору хлорида цинка прилейте по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка. Какое вещество выпадает в осадок? Пузырьки какого газа выделяются при этом? Составьте уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

### **Лабораторная работа 7**

#### **Комплексные соединения**

##### **Контрольные вопросы:**

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Какие молекулы и ионы могут являться лигандами в комплексных соединениях?
3. Что такое комплексообразователь?
4. Как определить степень окисления комплексообразователя?
5. Как определяется заряд комплексного иона?
6. Дайте определение координационного числа.
7. Как классифицируют комплексные соединения?
8. Какие существуют особенности номенклатуры комплексных соединений?
9. Объясните природу химической связи в комплексных соединениях.
10. Что показывает константа нестойкости комплексного соединения?

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные палочки, пипетки.

Реактивы: роданид аммония кристаллический, цинк металлический; растворы: нитрат висмута (0,5 н), нитрат ртути(II) (0,5 н), иодид калия (0,5 н), сульфат (хлорид) никеля(II) (0,5 н), хлорид (сульфат) кобальта(II) (0,5 н), роданид калия (0,5 н), хлорид железа(III) (0,5 н), сульфат железа(II) (0,5 н), гексацианоферрат(III) калия (0,5 н); нитрат серебра (0,1 н); гидроксид натрия (2 н), соляная кислота (2 н), азотная кислота (2 н), хлорид натрия (2 н); раствор аммиака (25%), дистиллированная вода.

##### Ход работы:

#### **Опыт 1. Получение соединений с комплексным анионом**

а) Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5 н раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5 н раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска быть обусловлена присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Bi^{3+}$ ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б) Получение тетраиодомеркурата(II) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н раствора нитрата ртути(II). Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5 н раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов  $Hg^{2+}$ , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона  $Hg^{2+}$  равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли – тетраиодомеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

**Опыт 2.** Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля

Получите осадок гидроксида никеля(II), внеся в пробирку 1-2 мл 0,5 н

раствора сульфата никеля и такой же объем 2 н раствора гидроксида натрия.

К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов  $Ni^{2+}$  в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции образования комплексного соединения никеля.

### **Опыт 3.** Различие между простыми и комплексными ионами железа(III)

а) В пробирку налейте 1-2 мл раствора  $FeCl_3$  и добавьте немного раствора  $KSCN$ . Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Эта реакция является качественной на ион  $Fe^{3+}$  и применяется для его обнаружения.

б) В пробирку налейте 1-2 мл раствора гексацианоферрата(III) калия,  $K_3[Fe(CN)_6]$  и добавьте немного раствора  $KSCN$ . Что наблюдаете? Почему нельзя обнаружить присутствие иона  $Fe^{3+}$ , как в опыте а)?

в) В одну пробирку налейте 1 мл раствора  $FeCl_3$ , а в другую – 1 мл раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В каждую пробирку прилейте по 1 мл раствора  $FeSO_4$ . Что наблюдаете? Объясните отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй пробирке осадка турнбулевой сини  $KFe[Fe(CN)_6]$ . Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Реакция образования турнбулевой сини является качественной на ион  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ .

### **Опыт 4.** Прочность и разрушение комплексных ионов

а) В пробирку налейте 2-3 мл раствора нитрата серебра и добавьте несколько капель раствора хлорида натрия. К образовавшемуся осадку прилейте раствор аммиака до его полного растворения. Объясните происходящие изменения. Составьте уравнения реакций, учитывая, что координационное число  $Ag^+$  равно двум. Полученный раствор используйте в следующих опытах.

б) В пробирку налейте 1-2 мл раствора, полученного в опыте а) и добавьте кусочек цинка. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное

число  $Zn^{2+}$  равно четырем. На основании констант нестойкости комплексных ионов объясните причину вытеснения цинком серебра из его аммиачного комплексного иона.

в) В пробирку налейте 1-2 мл раствора, полученного в опыте а) и добавьте разбавленную азотную кислоту до выпадения осадка  $AgCl$ . Объясните наблюдаемые явления, учитывая, что константы нестойкости ионов  $[Ag(NH_3)_2]^+$  и  $NH_4^+$  равны  $6,8 \cdot 10^{-8}$  и  $6,0 \cdot 10^{-10}$ , соответственно.

#### **Опыт 5. Реакции обмена лигандами**

Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(II) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония  $NH_4CNS$ . Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:



Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

## **Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории**

При выполнении лабораторных работ по общей и неорганической химии используются концентрированные кислоты, щелочи, щелочные металлы, токсичные неорганические вещества. При небрежном отношении к работе возможны несчастные случаи, попадание опасных веществ в глаза и на кожу, ожоги, возникновение пожаров. При работе в химической лаборатории необходимо строго соблюдать требования техники безопасности. Обучающиеся несут ответственность за соблюдение правил поведения в химической лаборатории, техники безопасности при работе с химическими реактивами, посудой, оборудованием.

Все обучающиеся обязаны выполнять **общие правила** поведения в химической лаборатории.

В химической лаборатории нельзя находиться в верхней одежде. Обучающиеся должны работать в халатах, волосы должны быть убраны.

Во время работы в лаборатории соблюдать чистоту, тишину и порядок, не отвлекать и не мешать выполнять работу другим обучающимся.

Обучающиеся могут находиться в лаборатории только с разрешения преподавателя или лаборанта. Не допускается присутствие в лабораториях посторонних лиц во время проведения работ.

Рабочее место должно содержаться в чистоте и порядке, его не следует загромождать бумагами, посудой и реактивами. Запрещается класть на рабочие столы одежду, вещи, сумки и любые посторонние предметы. Нельзя загромождать проходы между рабочими столами.

В лаборатории запрещается принимать пищу и напитки, курить.

Категорически запрещается пробовать химические реактивы на вкус. Запах соединений определяют, осторожно направляя его пары легким движением руки. Нельзя подносить сосуд к носу и делать глубокий вдох.

Нельзя заглядывать в склянки и бутылки сверху, все наблюдения необходимо вести через боковую стенку сосуда.

Необходимо следить, чтобы химические реактивы не попали на одежду,

кожу. Во время работы нельзя подносить руки к лицу, глазам, волосам.

Перед проведением каждой операции необходимо убедиться в исправности посуды и оборудования, правильном выборе химических реактивов.

Лабораторные работы выполняются по два человека. Запрещается выполнять химический эксперимент одному.

**Перед началом работы** работающие в химических лабораториях должны изучить методику выполнения лабораторной работы, инструкции к приборам, последовательность выполнения операций. Прослушать текущий инструктаж преподавателя по проведению лабораторной работы.

**Во время работы** обучающиеся должны соблюдать общие правила поведения и работы в химических лабораториях, выполнять требования техники безопасности при работе со щелочными металлами, кислотами и щелочами, нагревательными приборами, стеклянной посудой; меры противопожарной безопасности.

- Использовать химические реактивы, указанные в лабораторной работе, обращая внимание на формулы веществ, их концентрации и последовательность использования. Запрещается пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными надписями на них.

- Часть реактивов находится на рабочих столах студентов. Это неопасные вещества, не обладающие токсичным действием – растворы кислот, оснований, солей, твердые соли, простые вещества, индикаторы. Вещества, представляющие опасность, находятся в вытяжном шкафу – концентрированные кислоты и щелочи, раствор брома в воде, щелочные металлы, горючие или токсичные вещества.

- Реактивы, находящиеся в вытяжном шкафу, нельзя переносить на рабочее место. Все работы с ними необходимо проводить только в вытяжном шкафу. Возле вытяжного шкафа не следует создавать толчею, мешать друг другу.

- Реактивы сразу после использования закрывать теми же пробками, сразу ставить на место. Передавать реактивы можно только в закрытом состоя-

нии. Запрещается ходить с реактивами по аудитории.

- Перед помещением реактивов в пробирку необходимо убедиться в ее чистоте и целостности. Нельзя использовать загрязненную или треснутую посуду.

- Необходимый объем растворов измеряется мерными пробирками, пипетками или другой мерной посудой. Лишнее количество реактивов нельзя выливать обратно в склянку. Нельзя засасывать реактивы в пипетку ртом, нужно пользоваться резиновой грушей или дозатором.

- При работе с кислотами следует наливать кислоту в воду. Запрещается наливать воду в кислоту, так как может произойти выброс кислоты вследствие сильного разогревания смеси.

- При работе со щелочными металлами необходимо соблюдать особую осторожность, не допуская их соприкосновения с водой. Вынимать металлический натрий и калий следует только сухим пинцетом. Щелочные металлы нельзя брать руками. Керосин с поверхности кусочков металла удаляют фильтровальной бумагой. В реакции используют кусочки не больше горошины. Нельзя наклоняться над стаканом во время реакции.

- Категорически запрещается выбрасывать остатки щелочных металлов в канализацию, урну.

- В качестве нагревательных приборов используют электрические плитки с закрытой спиралью; водяные бани; спиртовки.

- Перед зажиганием спиртовки следует убедиться, что она исправна, фитиль вытасчен на нужную высоту, а горловина и держатель фитиля сухие. Если спиртом смочен держатель фитиля и горловина спиртовки, при зажигании может произойти взрыв паров внутри.

- Спиртовку можно зажигать только спичками, запрещается зажигать одну спиртовку от другой или от зажигалки. Гасить спиртовку можно только одним способом – накрывать пламя фитиля колпачком. Нельзя задуть пламя, так как при этом может произойти небольшой взрыв смеси паров спирта с воздухом и горящий спирт выбросится в лицо.

- Горящую спиртовку нельзя наклонять, перемещать, ходить с ней по аудитории во избежание разлива и возгорания спирта.

- Пробирки, используемые для нагревания, должны быть чистыми, сухими и целыми. Пробирка не должна быть наполнена содержимым более чем на треть.

- Пробирку закрепляют в держалке в верхней части пробирки. Пробирку с содержимым предварительно прогревают во избежание ее растрескивания. Отверстие пробирки при нагревании должно быть направлено в сторону от всех работающих.

**По окончании работы необходимо:**

- Проверить и привести в порядок рабочее место, приборы и аппараты, вымыть руки.

- Содержимое пробирок после лабораторной работы сливают в специально отведенные емкости. Нельзя выливать химические реактивы в канализацию.

- Грязную посуду складывают на специальные противни, расположенные в вытяжном шкафу. Не следует оставлять грязную посуду на рабочем столе.

При возникновении очага возгорания необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю.

При загорании твердых горючих веществ (мебель, пол, стены и т. д.) в качестве средств пожаротушения применяют песок, накидки из толстой ткани, огнетушители пенные и порошковые, воду.

При возгорании ЛВЖ и ГЖ (спирт, бензол, и др.) применяют песок, накидки, любые огнетушители.

Для тушения щелочных и щелочноземельных металлов используют сухой песок или порошковые огнетушители. Применять воду, пенные и углекислотные огнетушители нельзя.

Для тушения электроприборов, находящихся под напряжением, применяют накидки, песок, порошковые и углекислотные огнетушители. Нельзя

тушить водой и пенными огнетушителями.

При ожогах химическими веществами, особенно кислотами и щелочами, пораженный участок кожи быстро промывают большим количеством воды, затем на обожженное место накладывают примочку: при ожогах кислотой – из 2%-ного раствора питьевой соды, при ожогах щелочью – из слабого 1–2%-ного раствора уксусной кислоты.

При попадании брызг кислоты в глаза, их немедленно нужно промыть большим количеством воды и затем 3%-ным раствором питьевой соды. После этого пострадавшего необходимо немедленно доставить в медпункт.

При порезах рук стеклом необходимо удалить из раны мелкие осколки, затем промыть раны 2%-ным раствором перманганата калия или спиртом и, смазав йодной настойкой, забинтовать.

При воспламенении одежды необходимо загасить огонь на горящем (не бегать!), набросив на него одеяло, халат, пальто и т.д. Погасив огонь, приступить к оказанию первой помощи.

Ядовитые вещества могут попасть в организм через пищеварительный тракт, дыхательные пути, иногда через кожу и слизистые оболочки. При всех случаях отравления необходимо доставить пострадавшего в медпункт или вызвать скорую помощь.

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		<b>ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ</b>															
Периоды	Ряды	<b>I</b>		<b>II</b>		<b>III</b>		<b>IV</b>		<b>V</b>		<b>VI</b>		<b>VII</b>		<b>VIII</b>	
		H 1.00797 Водород	He 4.0026 Гелий	Li 6.941 Литий	Be 9.0122 Бериллий	B 10.811 Бор	C 12.011 Углерод	N 14.0067 Азот	O 15.9994 Кислород	F 18.9984 Фтор	Ne 20.179 Неон	Na 22.9898 Натрий	Mg 24.305 Магний	Al 26.9815 Алюминий	Si 28.086 Кремний	P 30.9738 Фосфор	S 32.064 Сера
<b>IV</b>	4	K 39.0983 Калий	Ca 40.08 Кальций	Sc 44.956 Скандий	Ti 47.88 Титан	V 50.942 Ванадий	Cr 51.996 Хром	Mn 54.938 Марганец	Fe 55.847 Железо	Co 58.9332 Кобальт	Ni 58.69 Никель						
	5	Zn 65.38 Цинк	Ga 69.72 Галлий	Ge 72.59 Германий	As 74.9216 Мышьяк	Se 78.96 Селен	Br 79.904 Бром										
<b>V</b>	6	Rb 85.4678 Рубидий	Sr 87.62 Стронций	Y 88.9059 Иттрий	Zr 91.22 Цирконий	Nb 92.9064 Ниобий	Mo 95.94 Молибден	Tc [98] Технеций	Ru 101.07 Рутений	Rh 102.905 Родий	Pd 106.42 Палладий						
	7	Ag 107.868 Серебро	Cd 112.40 Кадмий	In 114.82 Индий	Sn 118.69 Олово	Sb 121.75 Сурьма	Te 127.60 Теллур	I 126.9044 Йод	Xe 131.30 Ксенон								
<b>VI</b>	8	Cs 132.905 Цезий	Ba 137.34 Барий	La* 138.905 Лантан	Hf 178.49 Гафний	Ta 180.948 Тантал	W 183.85 Вольфрам	Re 186.207 Рений	Os 190.2 Осмий	Ir 192.22 Иридий	Pt 195.09 Платина						
	9	Au 196.967 Золото	Hg 200.59 Ртуть	Tl 204.383 Таллий	Pb 207.19 Свинец	Bi 208.980 Висмут	Po [209] Полоний	At [210] Астат	Rn [222] Радон								
<b>VII</b>	10	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac** [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний	Sg [266] Сиборгий	Bh [264] Борий	Hs [269] Хассий	Mt [268] Мейтнерий	Ds [281] Дармштадтий						
	11	Rg [281] Рентгений	Cn [285] Коперниций	Nh [286] Нихоний	Fl [289] Флеровий	Mc [289] Московский	Lv [293] Ливерморий	Ts [293] Теннессин	Og [294] Оганесон								
58 140.12 Церий	59 140.907 Празеодим	60 144.24 Неодим	61 [145] Прометий	62 150.35 Самарий	63 151.96 Европий	64 157.25 Гадолиний	65 158.924 Тербий	66 162.50 Диспрозий	67 164.930 Гольмий	68 167.26 Эрбий	69 168.934 Тулий	70 173.04 Иттербий	71 174.967 Лютеций	Lu 174.967 Лютеций			
90 232.038 Торий	91 [231] Протактиний	92 238.03 Уран	93 [237] Нептуний	94 [244] Плутоний	95 [243] Америций	96 [247] Кюрий	97 [247] Берклий	98 [251] Калифорний	99 [252] Эйнштейний	100 [257] Фермий	101 [260] Менделевий	102 [259] Нобелий	103 [262] Лоуренсий	104 [262] Лоуренсий			

Таблица 2 – Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Катионы	Анионы											
	OH <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
H <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Р	Р	
Na <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
K <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Mg <sup>2+</sup>	Н	РК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	Р	РК	
Ca <sup>2+</sup>	М	НК	Р	Р	Р	М	Р	Н	РК	М	РК	
Sr <sup>2+</sup>	М	НК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	РК	РК	
Ba <sup>2+</sup>	Р	РК	Р	Р	Р	Р	Р	Н	РК	НК	РК	
Sn <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	Р	М	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Pb <sup>2+</sup>	Н	Н	М	М	М	РК	Р	Н	Н	Н	Н	
Al <sup>3+</sup>	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	РК	
Cr <sup>3+</sup>	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	РК	
Mn <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Fe <sup>2+</sup>	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Fe <sup>3+</sup>	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	РК	
Co <sup>2+</sup>	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н	
Ni <sup>2+</sup>	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Cu <sup>2+</sup>	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н	
Zn <sup>2+</sup>	Н	М	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Cd <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	Р	Р	РК	Р	Н	Н	Р	Н	
Hg <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н	
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Н	Р	НК	НК	НК	РК	Р	Н	Н	М	Н	
Ag <sup>+</sup>	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н	

- Р вещество хорошо растворимо в воде
- М малорастворимо
- Н практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах
- РК нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах
- НК нерастворимо ни в воде, ни в кислотах
- Г полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой
- вещество вообще не существует

Таблица 3 – Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
14	1,598	19	2,189	24	2,902
15	1,705	20	2,339	25	3,170
16	1,817	21	2,486	26	3,362
17	1,935	22	2,643	27	3,561
18	2,061	23	2,841	28	3,779

Таблица 4 – Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	$K_d$
Азотистая кислота	$HNO_2$	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота (орто)	$H_3BO_3$	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
Борная кислота (тетра)	$H_2B_4O_7$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	$HCOOH$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Сернистая кислота	$H_2SO_3$	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	$H_2S$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	$HCN$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Угльная кислота	$H_2CO_3$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	$CH_3COOH$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота (орто)	$H_3PO_4$	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
Щавелевая кислота	$C_2H_2O_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	$NH_4OH$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Вода	$H_2O$	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

Таблица 5 – Степень диссоциации электролитов (при 18 °С)

Название электролита	Формула	Степень диссоциации, %	
		1 н	0,1 н
<b>1. Кислоты</b>			
Азотная	$\text{HNO}_3$	82	92
Соляная	$\text{HCl}$	78	92
Бромоводородная	$\text{HBr}$	—	92
Иодоводородная	$\text{HI}$	—	92
Фтороводородная	$\text{HF}$	7,0	8,5
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	51	58
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	—	0,07
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	—	34
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	—	0,17
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	—	27
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	—	0,01
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	0,4	1,3
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	—	31
<b>2. Основания</b>			
Гидроксид калия	$\text{KOH}$	77	91
Гидроксид натрия	$\text{NaOH}$	78	91
Гидроксид аммония	$\text{NH}_4\text{OH}$	0,4	1,3
Гидроксид бария	$\text{Ba(OH)}_2$	69	80
Гидроксид кальция	$\text{Ca(OH)}_2$	—	78
<b>3. Соли</b>			
Хлорид натрия	$\text{NaCl}$	67	84
Хлорид калия	$\text{KCl}$	75	86
Нитрат калия	$\text{KNO}_3$	64	83
Сульфат калия	$\text{K}_2\text{SO}_4$	53	71
Сульфат меди	$\text{CuSO}_4$	—	40
Ацетат натрия	$\text{CH}_3\text{COONa}$	53	79
Сульфат натрия	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	45	69
Хлорид аммония	$\text{NH}_4\text{Cl}$	74	85
Ацетат калия	$\text{CH}_3\text{COOK}$	64	—
Нитрат серебра	$\text{AgNO}_3$	58	81
Гидрокарбонат натрия	$\text{NaHCO}_3$	52	—

Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

Таблица 6 – Произведения растворимости труднорастворимых веществ  
при комнатной температуре

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgSCN	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	NiCO <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCO <sub>3</sub>	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO <sub>3</sub>	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaCO <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrCO <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-7}$
FeCO <sub>3</sub>	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) <sub>2</sub>	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Таблица 7 – Константы нестойкости комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

## **БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК**

### **Основная литература**

1. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 211 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453885>.

2. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 2. Химия элементов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 322 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453886>.

### **Дополнительная литература**

3. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 1: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 353 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451238>.

4. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 2: учебник для среднего профессионального образования / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 383 с. – Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/451563>.

5. Нечаев, А.В. Химия: учебное пособие для СПО / А.В. Нечаев; под редакцией М.Г. Иванова. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 110 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87903>.

6. Химия: учебное пособие для СПО / М.Г. Иванов, Л.А. Байкова, О.А. Неволина, М.А. Косарева; под редакцией И.И. Калиниченко. – Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019. – 106 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87902>.

7. Брыткова, А.Д. Общая и неорганическая химия: практикум для СПО / А.Д. Брыткова. – Саратов Профобразование, 2020. – 124 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/92126>.

8. Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, А.А. Казакова, Л.В. Шевницына. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 159 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453616>.

9. Апарнев, А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, Л.И. Афонина. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 127 с. Режим доступа: <http://biblio-online.ru/bcode/453598>.

**Составитель:**

**Родина Татьяна Андреевна,**

профессор кафедры химии и химической технологии АмГУ, док. хим. наук

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ЧАСТЬ 1.**

*Учебное пособие для СПО*

---

Изд-во АмГУ. Подписано к печати .2020.

Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 3,25.

Тираж 50. Заказ .