

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
Химический факультет

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии

**Учебно-методическое пособие
для студентов 1-го курса Биологического института
направлений подготовки 020400 – «биология»
и 021900 – «почвоведение»**

Томск
Издательский Дом Томского государственного университета
2015

РАССМОТРЕНО И УТВЕРЖДЕНО методической комиссией
химического факультета
Протокол № 2 от «02» февраля 2015 г.
Председатель МК ХФ В.В. Хасанов

Учебно-методическое пособие «Лабораторный практикум по общей и неорганической химии» разработано в соответствии с ФГОС ВПО 3-го поколения для студентов 1-го курса Биологического института, обучающихся по направлениям подготовки 020400 – «биология» и 021900 – «почвоведение» квалификации «бакалавр». Пособие содержит описание восьми лабораторных работ, включая теоретическое введение, экспериментальную часть с вопросами и заданиями к каждому опыту. В заключение темы приводятся вопросы и задания для повторения и закрепления материала.

Пособие может быть использовано студентами других нехимических специальностей, обучающихся по направлениям близкого профиля.

СОСТАВИТЕЛИ: *Л.А. Бобкова, Н.М. Коротченко*

Предисловие

Учебно-методическое пособие «Лабораторный практикум по общей и неорганической химии» подготовлено доцентами кафедры неорганической химии НИ ТГУ Бобковой Л.А. и Коротченко Н.М. Пособие составлено на основе требований Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования 3-го поколения по направлениям подготовки 020400 - «биология» и 021900 - «почвоведение» квалификации «бакалавр». «Лабораторный практикум» представляет собой часть учебно-методического комплекса по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов 1 курса Биологического института.

Пособие включает «Общие правила работы в лаборатории и техники лабораторных работ», которые студенты должны изучить, прежде чем приступить к выполнению лабораторного практикума. Приводится описание восьми лабораторных работ по общей химии и химии элементов и их соединений. Содержание лабораторной работы включает введение с изложением теоретических основ темы, экспериментальную часть с подробным описанием каждого опыта, а также вопросы и задания для повторения и закрепления материала. Пособие дает возможность повторить основы атомно-молекулярного учения, в полной мере освоить такие темы курса, как окислительно-восстановительные процессы в растворах электролитов, реакции комплексообразования, гидролиза, химические свойства характеристических и переходных элементов и их соединений, имеющие большое значение в биологических системах. Сделан акцент на особенности, определяющие биохимическую роль химических реакций, свойств отдельных элементов их соединений, что отражает связь дисциплины «Общая и неорганическая химия» со специализацией обучающихся. Пособие позволяет студентам самостоятельно подготовиться к лабораторной работе, выполнить ее и оформить лабораторный отчет.

При выполнении лабораторных работ у студентов формируются навыки проведения химического эксперимента, организации рабочего места, соблюдения правил техники безопасности. Лабо-

раторный практикум по химии позволяет студентам сделать шаг к практической науке, что особенно важно для «биологов» и «почвоведов».

Данное учебно-методическое пособие может быть использовано студентами других нехимических специальностей вузов, изучающих курс общей и неорганической химии

Общие правила работы в лаборатории

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса химии. Для их выполнения студенту необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения основных лабораторных операций.

Поскольку в химической лаборатории находятся электроприборы, газообразные, ядовитые и огнеопасные вещества, стеклянная посуда студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить соответствующий раздел учебника, конспекта лекций и описание лабораторной работы. При выполнении работы в лаборатории студент делает записи в лабораторном журнале, а по окончании работы оформляет письменный отчет о проделанной работе.

1. Работа в лаборатории должна проводиться согласно требованиям техники безопасности.

2. В лаборатории запрещается находиться в верхней одежде, громко разговаривать, принимать пищу, курить. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать рубильники, газовые краны, приборы.

3. К проведению эксперимента следует готовиться заранее, используя описание работы, учебник и конспект лекций.

4. Рабочее место должно быть освобождено от лишних предметов. На рабочем столе может находиться только то, что требуется для выполнения текущей работы. Работать следует в халате.

5. Для проведения опытов используют чистую посуду.

6. Реактивы, предназначенные для общего использования, должны содержаться в специально отведенных для них местах (в

вытяжном шкафу или на специальных полках). Нельзя перемещать их оттуда.

7. После извлечения из банки или склянки требуемого количества реактива пробки или пипетки от них немедленно возвращаются на место. Если к склянке с раствором специальная пипетка не прилагается, необходимо использовать чистую пипетку. Твердые реактивы отбирают шпателем или фарфоровой ложкой.

8. Если реактив взят в избытке и не израсходован полностью, нельзя возвращать его обратно в склянку или банку. Его необходимо утилизировать.

9. По окончании работы следует привести в порядок рабочее место, закрыть краны и отключить приборы.

10. Во время выполнения лабораторной работы запрещается проводить не относящиеся к ней опыты без разрешения преподавателя.

11. При возникновении в лаборатории нестандартной ситуации (например, возгорания и др.) необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю и покинуть помещение.

Техника безопасности и меры предосторожности

1. Опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ, необходимо проводить только в вытяжном шкафу, дверцы которого должны быть опущены на треть.

2. В случае прекращения работы вентиляционных установок все опыты, проводимые в вытяжных шкафах, должны быть прекращены.

3. Запрещается проводить любые опыты с взрывчатыми и огнеопасными веществами и смесями.

4. При нагревании веществ в пробирке следует использовать держатель для пробирок. Нельзя направлять отверстие пробирки в сторону работающих.

5. Нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости, во избежание попадания брызг на лицо.

6. Если необходимо определить запах выделяющегося газа, то легким движением ладони следует направить струю газа от горла сосуда к себе и осторожно понюхать.

7. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей следует вносить их небольшими порциями в воду (не наоборот!), непрерывно помешивая образующийся раствор.

8. Если склянка с легковоспламеняющейся жидкостью опрокинулась или разбилась, необходимо немедленно выключить все находящиеся вблизи источники открытого огня, засыпать разлитую жидкость песком, собрать его и перенести в предназначенный для отходов железный ящик.

9. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу следует промыть место ожога струей холодной воды (в течение нескольких минут). После этого обожженное место промыть 2-3 %-ным раствором соды, либо вымыть с мылом.

10. При ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей холодной воды до тех пор, пока кожа не перестанет казаться скользкой, после этого промыть 1 %-ным раствором уксусной кислоты и снова водой.

11. При термическом ожоге следует охладить пораженное место, поместив его под струю холодной воды. После достаточного охлаждения наложить мазь от ожогов.

12. При сильных ожогах после оказания первой помощи пострадавшему необходимо обратиться к врачу.

13. При попадании раствора любого реактива в глаз следует немедленно промыть его большим количеством воды (можно водопроводной), затем сразу же обратиться к врачу.

14. При отравлении газообразными веществами (сероводородом, хлором, оксидом углерода, парами брома) необходимо выйти на свежий воздух (и вывести пострадавшего), а затем обратиться к врачу.

15. При ранении стеклом необходимо убедиться в отсутствии в ране осколков стекла, обтереть кожу вокруг ранки ватой, смоченной спиртом, смазать йодом и забинтовать пораненное место.

Техника лабораторных работ и оборудование

Посуда и оборудование

Химические реакции проводят, как правило, в стаканах, пробирках, колбах, на специальных стеклах или пластинах.

Большинство реакций в студенческом практикуме проводят в пробирках (рис. 1). Пробирки могут быть цилиндрическими (1, *a*) и коническими (1, *б*), последние применяются также для центрифугирования.



Рис. 1. Пробирки:
a – цилиндрическая, *б* – коническая

По объему пробирки разделяют на обычные (10-15 мл) и полумикропробирки (от 2 до 6 мл). Реакции без нагревания можно проводить в плоскодонных колбах (рис. 2).

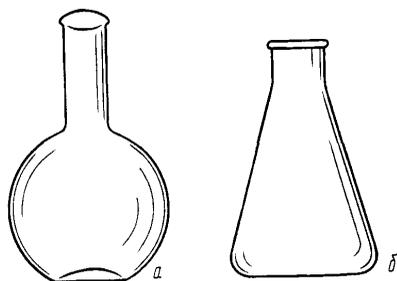


Рис. 2. Колбы: *a* – круглая
плоскодонная,
б – коническая (Эрленмейера)

Реакции с малыми количествами вещества (несколько капель) проводят на часовых (рис. 3, *a*) или предметных (рис. 3, *б*) стеклах либо в углублениях специальной пластинки – фарфоровой, стеклянной или пластиковой (рис. 3, *в*).

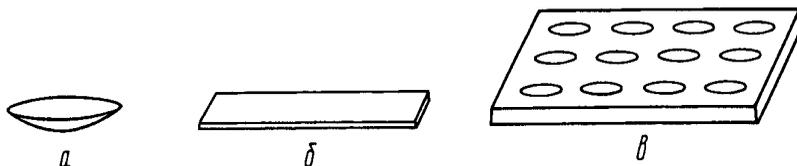


Рис. 3. Стекла: *a* – часовое, *б* – предметное; *в* – пластинка для проведения реакций с малыми количествами веществ

Для того, чтобы отобрать или добавить небольшой объем раствора (жидкости), используют пипетки (рис. 4).

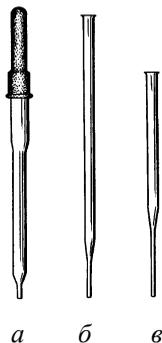


Рис. 4. Пипетки: *a*, *б* – капельные, *в* – для отделения жидкости от осадка

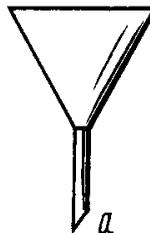


Рис. 5. Воронка химическая

Химическая воронка (рис. 5) используется для наливания жидкости в сосуды с узкими горлами, изготавливается из стекла или полиэтилена.

Сыпучие реактивы из банки (тары) отбирают шпателем (рис. 6, *a*) или фарфоровой ложкой (рис. 6, *б*), растворы (жидкости) наливают из склянок либо отбирают прилагаемыми (вставленными в пробку) пипетками.

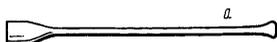


Рис. 6. Шпатель (*a*) и фарфоровая ложка (*б*)



Просыпанный (пролитый) реактив или реактив, по ошибке взятый в избытке, нельзя возвращать обратно в тару. Его следует утилизировать.

Утилизация отходов (остатков) реактивов и нейтрализация полученных в результате экспериментов смесей производится следующим образом: водные растворы неопасных веществ (кислот и оснований малой концентрации) выливают в раковину. Отходы

органических растворителей, солей серебра и ртути собирают в отдельные склянки с соответствующими надписями, находящиеся в вытяжном шкафу. Растворы, содержащие аммиак, сероводород, хлор и другие опасные летучие вещества, следует выливать в раковину под тягой. После этого сосуд ополаскивают водой и эту воду тоже выливают в раковину под тягой. Только после этого сосуд можно окончательно вымыть в обычной раковине.

Для выполнения лабораторных работ полумикрометодом (с капельным количеством растворов реактивов) каждый студент получает в индивидуальное пользование штатив с набором реактивов, пробирок и т.п.

Штатив имеет вид прямоугольного открытого шкафчика с полочками. В широкие отверстия полочек помещают склянки с жидкими реактивами и растворами. В комплект штатива входят фарфоровые тигли, фарфоровые чашки, стеклянные палочки с оплавленными концами, предметные стекла, капиллярные пипетки, пинцет, пробирки конические и цилиндрические и пр. Сухие реактивы находятся в склянках с резиновыми пробками, в которые вставлены стеклянные микрошпатели. На все склянки с реактивами наклеивают этикетки с названием реактивов и их формулами. Этикетки обычно парафинируют для предохранения от действия применяемых реактивов.

Техника выполнения отдельных операций

Мытье посуды

Стеклянную посуду считают чистой, если вода не образует отдельных капель на стенках, а стекает равномерной пленкой.

Удалять загрязнения со стенок посуды можно различными методами: механическими, химическими или комбинированными. К механическим способам можно отнести мытье посуды теплой водой с помощью щеток (ершей) или мытье паром.

Физико-химические методы заключаются в удалении загрязнений с помощью органических растворителей (бензин, ацетон, спирты и др.), поверхностно-активных моющих средств или фосфата натрия.

Химические методы – мытье посуды хромовой смесью, раствором перманганата калия, смесью соляной кислоты и пероксида водорода, концентрированным раствором щелочи или серной кислотой.

Для приготовления хромовой смеси в фарфоровую чашку помещают 10 г дихромата калия, навеску смачивают 3–5 мл тёплой воды и добавляют 100 мл концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл). Отстоявшийся раствор переносят в толстостенную склянку с притертой пробкой. Стекланную посуду ополаскивают сначала теплой водой, а потом наливают хромовую смесь до 1/3–1/4 объема сосуда и осторожно и медленно смачивают ею стенки сосуда. После этого смесь выливают обратно в склянку для хранения (*но не в водопроводную раковину!*). Посуду оставляют постоять несколько минут, затем тщательно моют водопроводной (лучше теплой) водой, а потом 2-3 раза ополаскивают дистиллированной. При использовании хромовая смесь постепенно изменяет цвет с темно-коричневого на зелёный, что свидетельствует о снижении ее окислительной способности.

Весы и взвешивание

Весы являются одним из важнейших приборов в химической лаборатории и используются для взвешивания различных веществ и тары. В зависимости от точности взвешивания весы разделяют на следующие группы:

- технические – для грубого взвешивания, точность до 1 г;
- технические – для точного взвешивания, точность до 0,01 г;
- аналитические – точность 10^{-4} - 10^{-6} г;
- специальные – пробирные, торсионные, электронные.

В лабораторном практикуме для взвешивания часто используются электронные весы различной точности, которые позволяют провести взвешивание быстро.

Прежде чем приступить к взвешиванию, нужно познакомиться с правилами работы весов, убедиться, что весы включены в электрическую сеть и правильно установлены. За помощью нужно обратиться к лаборанту. Вещества, которые взвешивают, должны быть охлажденными до комнатной температуры.

При взвешивании рекомендуется использовать специальную посуду: часовые стекла, тигли, бюксы. Для взвешивания небольших количеств сухих сыпучих веществ можно использовать кусочки кальки, предварительно загнув его края вверх. Когда взвешивание закончено, нужно сразу же записать вес в рабочий журнал. Если в одной работе делается несколько взвешиваний, то необходимо пользоваться одними и теми же весами.

Измерение объемов

Для измерения объема жидкости, если не требуется большая точность, используют мензурку и мерный цилиндр (рис. 7).

Для точного измерения объема служат мерные колбы (рис. 8), Они калиброваны «на вливание», т.е. для измерения объема налитой в колбу жидкости.

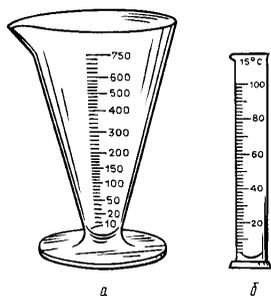


Рис. 7. Мензурка (а)
и мерный цилиндр (б)

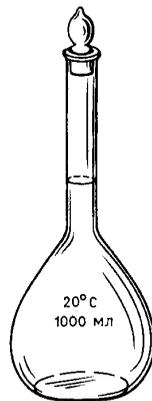


Рис. 8. Мерная колба

Приготовление раствора с точной концентрацией

Для приготовления растворов с точной концентрацией используют только дистиллированную воду. Готовят такие растворы в мерных колбах (рис. 8).

Рассчитанную навеску вещества взвешивают в стаканчике или бюксе – стаканчике с притертой пробкой (рис. 9), или на кальке.

В мерную колбу вставляют химическую воронку диаметром 6-10 см (воронка подбирается так, чтобы между ее стеблем и стенками горла колбы оставалось пространство). Вещество переносят в мерную колбу, всыпая его через стеклянную воронку. После перенесения основного количества вещества стаканчик (бюкс) ополаскивают небольшим количеством дистиллированной

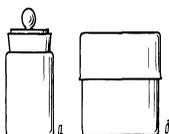


Рис. 9. Бюксы: с внутренним (а) и наружным (б) шлифом

воды и добавляют полученный раствор в колбу. Постепенно добавляя воду и перемешивая жидкость легкими круговыми движениями колбы, добиваются

полного растворения вещества. После полного растворения в колбу добавляют воду, доводя уровень

жидкости до метки. Последние порции воды следует прибавлять по каплям из пипетки. Уровень жидкости определяется по нижнему или по верхнему уровню мениска. После этого колбу плотно закрывают пробкой и перемешивают раствор, несколько раз переворачивая колбу вверх дном, придерживая при этом пробку большим пальцем руки.

Нагревание

В лаборатории применяют как электрические нагревательные приборы, так и газовые горелки (нагревание открытым пламенем).

Для нагрева используют электрические плитки, печи и сушильные шкафы. Для нагревания жидкостей применяются только плитки с закрытой спиралью. При этом следует использовать термостойкую посуду. Растворы (или другие жидкости) можно также нагревать на электрических водяных банях (сосуд с водой, подогреваемый с помощью электричества). Для более равномерного прогревания жидкости рекомендуется вращать сосуд. Жидкости в сосуде при нагревании должно быть не более половины его объема.

Для упаривания растворов или просушивания твердых веществ применяют специальную фарфоровую посуду: тигель или выпарительную чашу (рис. 10). Фарфоровая посуда для этих операций обязательно должна быть тонкостенной.

При работе с открытым пламенем нагревать посуду желательно через огнезащитную сетку (рис. 11), которую кладут на кольцо штатива или треногу. Пламя горелки при этом не касается сосуда и нагревание получается более равномерным.

Нагревание открытым пламенем – более быстрый, но более *опасный* способ нагревания. Посуда прогревается неравномерно,

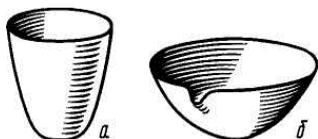


Рис. 10. Тигель (a)
и выпарительная чаша (б)

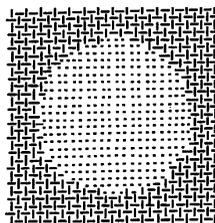


Рис. 11. Огнезащитная сетка

поэтому возможно растрескивание сосуда. Нагревание открытым пламенем газовой или спиртовой горелки возможно только для круглодонных колб и пробирок.

При нагревании пробирку зажимают пробиркодержателем (рис. 12), колбу – за горло специальной лапкой, или закрепляют в штативе. Для перемещения горячих выпарительных чашек и тиглей используют тигельные щипцы (рис. 13).



Рис. 12. Держатель для пробирок

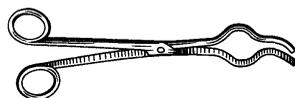


Рис. 13. Тигельные щипцы

Измельчение вещества

Измельчение твердых веществ можно производить вручную в ступках (рис. 14). Ступки могут быть изготовлены из различных материалов: латунные, фарфоровые, агатовые.

В ступках измельчают небольшие количества веществ, причем объем вещества не должен превышать трети объема ступки. Вна-

чале осторожными ударами пестика измельчают крупные куски вещества, доводя их до размеров горошины, затем медленно растирают круговыми движениями, не очень сильно прижимая пестик к стенкам ступки. По мере измельчения вещества скорость

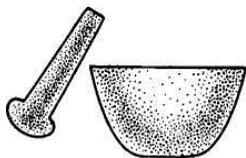


Рис. 14. Ступка с пестиком

движения пестика можно увеличить. Во время измельчения вещество периодически собирают пестиком или шпателем со стенок к центру ступки.

Полученный порошок (измельченный до нужной степени) пересыпают в заранее подготовленную посуду или сразу же используют. При измельчении пылящих веществ работу следует

проводить в вытяжном шкафу.

Фильтрация

В лабораторной практике часто требуется разделение твердых (осадок) и жидких компонентов (раствор) смеси. Эту операцию обычно проводят путем фильтрации. Суть фильтрации состоит в том, что раствор с частицами твердого вещества пропускают через пористый фильтр. Поры фильтра столь малы, что через них проходит только жидкость (фильтрат), а частицы твердого вещества задерживаются. Таким образом, осадок остается на фильтре, а жидкость собирается в сосуде (рис. 15).

При фильтрации воронку с фильтром закрепляют в кольце штатива. Перед началом фильтрации фильтр смачивают чистым растворителем (водой). Край фильтра не должен доходить до края воронки примерно на 0,5 см.

Фильтры могут быть бумажными (складываются из фильтровальной бумаги), стеклянными или фарфоровыми (пористая стеклянная или фарфоровая пластина) и др. При выборе фильтра учитывают, чтобы материал фильтра не реагировал с жидкостью или осадком.



Рис.15. Фильтрация

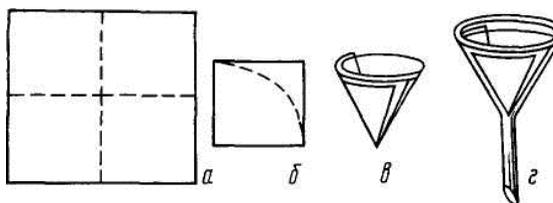


Рис. 16. Изготовление простого фильтра:
а-в – стадии изготовления; г – фильтр помещен в воронку



Рис. 17. Складчатый (плёный) фильтр

Один из широко распространенных материалов для фильтров – фильтровальная бумага. Она отличается от обычной бумаги тем, что не проклеена, более чистая и волокнистая. Простой фильтр обычно употребляют в случаях, когда отделяют крупнокристаллический осадок. Складчатый (плёный) фильтр (рис. 17) обладает большей площадью поверхности, поэтому фильтрование на нем идет быстрее.

Центрифугирование

Помимо фильтрования разделение жидкости и осадка возможно путем центрифугирования. Центрифугирование целесообразно применять для малых количеств осадков, а также, если они плохо отделяются от жидкости.

При быстром вращении ротора центрифуги (рис. 18) взвешенные в жидкости твердые частицы под действием центробежной силы отбрасываются от центра и таким путем отделяются от



Рис. 18. Общий вид центрифуги:
1 – гнезда для пробирок, 2 – крышка; 3 – панель управления

жидкости. После этого жидкость можно просто слить (декантировать) с осадка.

В гнезда центрифуги жидкость с осадком помещают в специальные конические пробирки. При этом пробирки устанавливают парами в диаметрально противоположные гнезда. Если необходимо отцентрифугировать смесь только в одной пробирке, напротив нее устанавливается пробирка с примерно равным объемом воды.

Работа с газообразными веществами

При получении газов исходные вещества помещают в реакционный сосуд или пробирку. Если газ исследуют непосредственно при его выделении, отмечая цвет и запах, то получение газов можно вести в открытой пробирке. Цвет газа виден через стекло пробирки, запах определяют, направляя легким движением руки струю газа к носу.

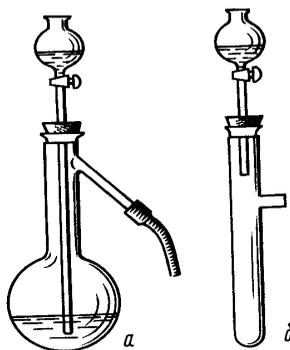


Рис. 19. Прибор прерывного действия для получения газов

Для получения газов в лаборатории используются различные приборы прерывного действия. Для получения небольшого количества газа можно использовать прибор, собранный из колбы Вюрца и капельной воронки (рис. 19).

Для получения газов в лаборатории используются различные приборы прерывного действия. Для получения небольшого количества газа можно использовать прибор, собранный из колбы Вюрца и капельной воронки (рис. 19).

Если нужно наблюдать горение газа, то после вытеснения воздуха из прибора (через 5–10 с после начала реакции) газ зажигают у выхода его из газоотводной трубки. Если же газ требуется собрать, пропустить в воду или в какой-либо раствор, то конец газоотводной трубки опускают в газоприемник, где выделяющийся газ реагирует с каким-либо веществом.

Для получения большого объема газа используют аппарат Киппа (рис. 20). Газ получают реакцией между жидкостью (например, раствором кислоты) и твердым веществом (мрамором, сульфидом железа, цинком).

Аппарат Киппа состоит из трех резервуаров. Верхний резервуар (1) является шарообразной воронкой с длинным сужающимся концом.

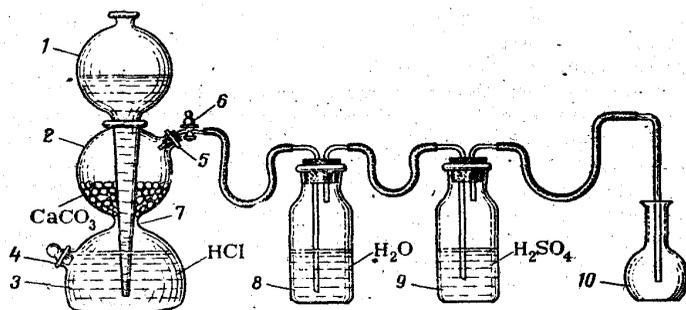


Рис. 20. Аппарат Киппа:

- 1, 2, 3 – шарообразные резервуары; 4 – тубус с пробкой и стеклянной трубкой;
5 – кран; 6 – пробка, 7 – предохранительная склянка;
8, 9 – промывные склянки; 10 – приемник газа

Резервуар (1) вставлен в средний резервуар (2) на шлифе. Над верхним резервуаром устанавливается предохранительная склянка (7). Кусочки твердого вещества загружают в средний резервуар через тубус (4). Тубус закрывают пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка с краном (5) для выхода и регулирования потока получаемого газа. При открытом кране жидкость проходит в нижний резервуар (3), а из него в средний (2). Нижний резервуар также имеет пробку (6), через которую сливают отработанную жидкость. Выделяющийся газ при необходимости пропускают через промывные склянки (8, 9) и собирают в приемник (10).

Рекомендации по составлению письменного отчета о лабораторной работе

После выполнения каждого опыта все наблюдения и результаты необходимо занести в лабораторный журнал чернилами. Записи

должны быть аккуратными, с широкими интервалами между строчками и с полями.

Отчет по лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- дату выполнения работы;
- номер работы и ее название;
- цель работы;
- задание;
- теоретическое введение;
- экспериментальную часть, включающую:
 - рисунок или схему прибора,
 - реактивы, посуду,
 - номер опыта и его название (количество опытов определяется преподавателем);
 - краткое описание хода работы или опыта
 - наблюдения в течение опыта, с указанием качественных признаков реакции: изменение цвета раствора; выпадение осадка или его растворение; выделение газа, его цвет и запах; нагревание или охлаждение системы и др.;
 - уравнения всех протекающих реакций;
- результаты измерений и расчеты (если работа носит количественный характер, то результаты опытов записываются в таблицу, оформляются в виде графиков или другой рекомендованной формы, приводятся вычисления и оценка погрешности результатов);
- выводы (на основании полученных и соответствующим образом обработанных данных студент должен сформулировать и записать краткие выводы – необходимо вспомнить, что было целью эксперимента, осмыслить полученные результаты опытов и использовать их для выводов).

На обложке или на первой странице лабораторного журнала должны быть написаны фамилия студента, инициалы, номер группы. Оформление отчета производится во время занятий. Лабораторный журнал с отчетом студент предъявляет преподавателю на подпись.

Лабораторная работа 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА

Цель работы – освоение методов определения молекулярной массы газообразного вещества на примере углекислого газа (диоксида углерода).

Массы атомов и молекул очень малы ($\sim 10^{-24}$ г), непосредственное их измерение в лабораторных условиях провести невозможно. На практике атомную или молекулярную массу выражают в атомных единицах массы. Атомная единица массы (а.е.м.) равна $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C . В системе СИ ее значение составляет $1,66056 \cdot 10^{-27}$ кг. Атомные или молекулярные массы, выраженные в а.е.м., называют соответственно *относительными* атомными или молекулярными массами и записывают без указания размерности, как, например, в периодической системе элементов.

В химических расчетах в качестве основной единицы количества вещества используют *моль*. Моль – количество вещества системы, содержащее столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов, радикалов и т. д.), сколько содержится атомов в углероде-12 (^{12}C) массой 0,012 кг. Число структурных единиц, содержащихся в 1 моль любого вещества, называется *числом Авогадро*. Его значение (N_A) составляет $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц/моль.

Масса 1 моль вещества – *молярная масса*, выраженная в граммах (г/моль), численно равна его относительной атомной или молекулярной массе. Количество вещества (n) можно найти по формуле: $n = m/M$, где m – масса вещества (г), M – молярная масса вещества (г/моль).

Если значение молярной массы разделить на число частиц, составляющих 1 моль вещества, то получается масса одной молекулы данного вещества. Моль любого газообразного вещества при нормальных условиях ($P_0 = 101325$ Па, $T_0 = 273$ К) занимает объем 22,4 л. Этот объем называется *молярным объемом* газа при нормальных условиях.

Определение молекулярной массы вещества основано на нахождении его молярной массы, числовые значения которых, как было отмечено выше, совпадают. Определение молярной массы газа может быть выполнено несколькими способами. Чаще всего ее находят, исходя из абсолютной и относительной плотности газов.

Абсолютной плотностью газа (ρ) называется масса единицы объема газа при нормальных условиях; за единицу объема газа обычно принимают 1 л. Зная массу 1 л газа при нормальных условиях (ρ) и его молярный объем 22,4 л, определяют молярную массу газа M :

$$M = 22,4 \rho$$

Для приведения объема газа к нормальным условиям используют уравнение состояния идеального газа:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \quad \text{или} \quad V_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T},$$

где V – объем газа, измеренный при реальных условиях, т. е. при атмосферном давлении p и температуре T ; V_0 – объем газа при нормальных условиях (P_0, T_0).

Относительной плотностью (D) первого газа по второму называют отношение плотностей этих газов:

$$D = \rho_1 / \rho_2,$$

где ρ_1 – абсолютная плотность первого газа; ρ_2 – абсолютная плотность второго газа.

Отношение плотностей можно заменить отношением масс газов, содержащихся в одинаковых объемах при одинаковой температуре:

$$D = \rho_1 / \rho_2 = m_1 / m_2,$$

где m_1 – масса первого газа; m_2 – масса второго газа.

Известно, что равные объемы двух газов, взятых при одинаковых условиях, содержат одинаковое число молекул (закон Авогадро). Следовательно, их массы относятся друг к другу как их молярные массы:

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2$$

Так как m_1 / m_2 – плотность первого газа по второму, то

$$D = M_1 / M_2, \quad \text{отсюда} \quad M_1 = M_2 \cdot D$$

Молярную массу газа можно вычислить также, пользуясь уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad \text{или} \quad M = \frac{mRT}{PV},$$

где P – давление, Па; V – объем, м³; m – масса, кг; M – молярная масса, г/моль; T – абсолютная температура, К; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К). Универсальная газовая постоянная в зависимости от выбора единиц измерения давления и объема может иметь различные числовые значения (какие?).

Экспериментальная часть

Приборы и реактивы. Весы технохимические и разновес. Мерный цилиндр на 500 мл. Аппарат Киппа с двумя промывными склянками. Колба вместимостью 250–500 мл с пробкой. Термометр. Барометр. Карандаш восковой. Мрамор. Растворы: хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³), серной кислоты (плотность 1,84 г/см³), вода.

Установка для получения и очистки диоксида углерода, состоящая из аппарата Киппа, промывных склянок и приемника CO₂ представлена на рис. 20.

Выполнение работы. Сухую колбу плотно закройте пробкой и отметьте восковым карандашом уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесьте колбу с пробкой на технохимических весах с точностью до 0,01 г (m_1). Наполните колбу углекислым газом из аппарата Киппа.

Для получения углекислого газа в резервуар 2 (рис. 20) помещают мрамор CaCO₃, а через воронку 1 наливают хлороводородную кислоту. (Почему в данном случае нельзя пользоваться серной кислотой?) Углекислый газ необходимо пропустить через две промывные склянki, одна из них 8 наполнена водой, чтобы очистить газ от примеси хлористого водорода, а другая 9 – концентрированной серной кислотой для осушки газа. (Запишите уравнения реакций, протекающих в аппарате Киппа и промывных склянках.)

При наполнении колбы газ следует пропускать медленно, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках. После заполнения колбы углекислым газом (через 2–3 мин пропускания газа провести проверку горящей лучиной), не закрывая крана у аппарата Киппа, медленно выньте газоотводную трубку из колбы

и тотчас закройте колбу пробкой. Не нагревайте колбу руками, для чего при закрывании пробкой держите колбу пальцами за горлышко на весу в вертикальном положении. (*Зачем необходима эта предосторожность?*)

Взвесьте колбу с диоксидом углерода на тех же весах и с той же точностью, что и колбу с воздухом (m_2).

Произведите контрольный опыт. В ту же колбу дополнительно пропусайте газ в течение 3 мин и снова взвесьте колбу. Если воздух из колбы был полностью вытеснен диоксидом углерода, то результаты первого и второго взвешивания не должны расходиться более чем на 0,01 г. (*В противном случае опыт следует полностью повторить.*)

Определите рабочий объем колбы (V), для чего наполните колбу дистиллированной водой до черты на горлышке колбы и измерьте объем воды, вылив ее в мерный цилиндр. С помощью барометра и термометра измерьте атмосферное давление и температуру, при которой проводился опыт. Данные опыта запишите в таблицу.

Данные опыта и расчеты

Масса колбы с пробкой и воздухом m_1 , г		
Масса колбы с пробкой и диоксидом углерода m_2 , г		
Объем газа, равный объему воды в колбе V , мл		
Температура	T , °C	
	абсолютная температура T , К	
Атмосферное давление	P , мм рт. ст.	
	P , Па	

По данным опыта рассчитайте:

1. Объем газа в колбе при нормальных условиях: $V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}$; мл
2. Массу воздуха (m_3) в объеме колбы, зная, что масса 1 л воздуха при нормальных условиях равна 1,293 г: $m_3 = 1,293 \cdot V_0$; г
3. Массу пустой колбы с пробкой: $m_4 = m_1 - m_3$; г
4. Массу диоксида углерода в объеме сосуда: $m_5 = m_2 - m_4$; г

Молярную массу углекислого газа рассчитайте тремя способами.

1. Расчет $M_1(\text{CO}_2)$ по относительной плотности CO_2 по воздуху, которую, в свою очередь, рассчитывают как отношение масс равных объемов газов при одинаковых условиях:

$$M_1 = 29 \frac{m_5}{m_3},$$

где 29 – средняя молярная масса воздуха, г/моль;

$$\frac{m_5}{m_3} = D_g - \text{относительная плотность } \text{CO}_2 \text{ по воздуху.}$$

2. Расчет $M_2(\text{CO}_2)$ по молярному объему газа при н.у.

Если молярный объем газа выражен в литрах, то расчет проводят по формуле:

$$M_2 = 22,4 \frac{m_5}{V_0}$$

3. Расчет $M_3(\text{CO}_2)$ по уравнению Менделеева-Клапейрона: при расчете по этой формуле обратите внимание на размерность давления P , объема V и универсальной газовой постоянной R :

$$M_3 = \frac{m_5 RT}{PV}$$

По полученным значениям M_i рассчитайте среднее значение:

$$M_{on} = \frac{M_1 + M_2 + M_3}{3}$$

и погрешность опыта – абсолютную и относительную:

Абсолютная погрешность (ΔM_{abc}) представляет собой разность между молярной массой ($M = 44$ г/моль), и полученной опытным путем (M_{on}):

$$\Delta M_{abc} = |44 - M_{on}|$$

Относительная погрешность обычно выражается в процентах:

$$\frac{\Delta M_{abc}}{M}, \% = \frac{\Delta M_{abc}}{44} 100$$

На основании рассчитанного среднего значения *молярной* массы углекислого газа сделайте вывод о его средней *молекулярной* массе, полученной на опыте.

Вопросы и задания к лабораторной работе 1

1. Для осушки газов применяются следующие вещества: гидроксид натрия, серная кислота, хлорид кальция, оксид кальция. Какие из этих веществ можно использовать для осушки:

- а) диоксида углерода; б) аммиака; в) азота; г) кислорода;
д) сероводорода? Ответ поясните.

2. Что тяжелее: сухой углекислый газ или равный объем этого газа, содержащий водяные пары (при одинаковых условиях)?

3. Что называют абсолютной и относительной плотностью газа?

4. Вычислите значение универсальной газовой постоянной (R)

$$в: \frac{л \cdot атм}{моль \cdot К}; \frac{л \cdot мм \text{ рт.ст.}}{моль \cdot К}; \frac{Дж}{моль \cdot К}$$

5. Масса колбы с воздухом равна 63,872 г. После замещения воздуха газом масса колбы оказалась равной 64,182 г. Емкость колбы 470 мл, температура 15 °С, давление 102,66 кПа. Рассчитайте относительную плотность газа по воздуху и его молярную массу.

6. Масса 1 л газа при 21 °С и 96,26 кПа равна 2,52 г. Рассчитайте относительную плотность газа по водороду и его молярную массу.

7. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?

После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

– основные химические понятия, такие как: абсолютная и относительная атомная и молекулярная масса, моль вещества, постоянная

ная Авогадро, молярная масса вещества, молярный объем газа, абсолютная и относительная плотность газообразного вещества;

– закон Авогадро, уравнение состояния идеального газа, уравнение Менделеева–Клапейрона; универсальную газовую постоянную и ее размерность;

– понятие абсолютной и относительной погрешности опыта;

– устройство аппарата Киппа

и уметь:

– взвешивать на весах с точностью до 0,01 г;

– заполнять сосуд газом из аппарата Киппа;

– производить очистку газа от примесей;

– использовать газовые законы для решения задач, в которых необходимо рассчитывать какой-либо параметр газового состояния при изменении другого и при условии, что остальные параметры остаются постоянными;

– выполнять расчеты относительной плотности одного газа по другому газу для нахождения его молярной и относительной молекулярной массы;

– определять массу и объем газа при данной температуре и давлении для установления его относительной молекулярной массы.

Лабораторная работа 2

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

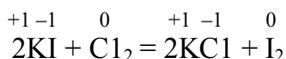
Цель работы – изучение окислительно-восстановительных свойств веществ в растворах и освоение методики подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций (ионно-электронным методом).

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) являются самыми распространенными и играют большую роль в природе и технике. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов, получения аммиака, щелочи, азотной, со-

ляной и серной кислот и многих других ценных химических продуктов. Благодаря окислительно-восстановительным реакциям происходит превращение химической энергии в электрическую в химических источниках тока – гальванических элементах и аккумуляторах. На окислительно-восстановительных реакциях основаны такие важные биологические процессы, как фотосинтез, дыхание, обмен веществ.

Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Степень окисления обозначают цифрами с соответствующими знаками («+» или «-»). Так, например, реакция:

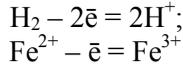


является окислительно-восстановительной. Как обозначено в уравнении реакции, атомы иода и хлора изменяют степень окисления.

В любом соединении каждому атому может быть приписана степень окисления. Так, для фтора во всех его соединениях степень окисления равна -1 , для кислорода -2 (только в OF_2 степень окисления кислорода $+2$, а в пероксидах она равна -1). Для водорода наиболее характерна степень окисления $+1$, но встречается и -1 (в гидридах металлов). Степень окисления атомов в молекулах простых веществ равна нулю, а в одноатомных ионах – их заряду. Во всех соединениях щелочные металлы имеют степень окисления $+1$, а щелочноземельные $+2$.

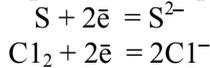
Пользуясь приведенными выше сведениями, можно определять степень окисления атомов в сложных соединениях. При этом следует помнить, что *алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов с учетом их числа в молекуле всегда равна нулю*.

Процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом называется *окислением*, а вещества, отдающие электроны, – *восстановителями*. Атом-восстановитель увеличивает свою степень окисления в процессе реакции. Например:



К *важнейшим восстановителям* относятся простые вещества, атомы которых характеризуются невысокой электроотрицательностью: металлы, водород, углерод; некоторые анионы (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , SO_3^{2-} и др.); катионы, степень окисления которых может возрастать (Sn^{2+} , Fe^{2+} и др.), некоторые соединения углерода (CO, альдегиды, спирты), азота (азотоводород), бора (бороводороды), электрический ток на катоде.

Процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом называется *восстановлением*, а вещества, присоединяющие электроны, – *окислителями*. Атом-окислитель понижает свою степень окисления в процессе реакции. Например:

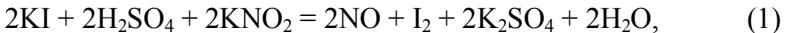


Типичными окислителями являются простые вещества, атомы которых характеризуются высокой электроотрицательностью. К ним относятся: кислород O_2 , озон O_3 , фтор F_2 , хлор Cl_2 ; катионы с высокой степенью окисления (Pb^{4+} , Sn^{4+} и др.), анионы, в которых электроположительный элемент имеет высокую степень окисления:



пероксиды (H_2O_2 , Na_2O_2 и др.), электрический ток на аноде.

Вещества, которые содержат в своем составе атомы, находящиеся в промежуточных степенях окисления и, следовательно, способные как повышать, так и понижать свою степень окисления, могут в реакции играть роль окислителя или восстановителя в зависимости от другого реагента. Так, например, азотистая кислота при взаимодействии с иодидом калия выступает в роли окислителя:



а в реакции с перманганатом калия – в роли восстановителя:



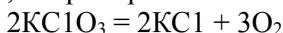
Окислительно-восстановительная реакция представляет собой два неразрывно связанных процесса: окисление и восстановление.

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

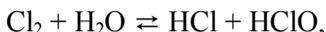
Обычно различают *три типа окислительно-восстановительных реакций*:

- 1) межмолекулярные, 2) внутримолекулярные и
- 3) диспропорционирования.

В *межмолекулярных* реакциях окислитель и восстановитель представляют собой разные вещества. К этому типу относится реакция (2). Если окислителем и восстановителем служат атомы или ионы одной и той же молекулы, то такие реакции называются *внутримолекулярными*, например:

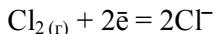


Реакции, в которых атомы одного и того же элемента по-разному изменяют свою степень окисления, называются реакциями *диспропорционирования* или самоокисления-самовосстановления. Примером такой реакции является взаимодействие хлора с водой:



где один атом хлора в молекуле Cl_2 является окислителем, а второй – восстановителем.

Количественной характеристикой окислительной и восстановительной способности веществ в водном растворе служат стандартные потенциалы E° окислительно-восстановительных пар, например, $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$, $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$ и др. Стандартные условия отвечают атмосферному давлению 101325 Па (1атм), температуре 25 °С и концентрации окисленной и восстановленной форм в растворе 1 моль/л. Значения E° различных пар окислитель/восстановитель приводятся в справочных таблицах (табл. 2 приложения). *Следует помнить, что в таблицах величина E° относится к процессу восстановления*, например, $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,358$ В соответствует реакции:



Окислительная способность проявляется в большей степени у того вещества, которое в роли окислителя при одинаковых условиях имеет более высокое значение $E^\circ_{\text{ок.}}$, а восстановительная – у

того вещества, которое в роли восстановителя при одинаковых условиях имеет более низкое значение $E^{\circ}_{вос.}$.

Для самопроизвольно протекающих окислительно-восстановительных реакций должен выполняться критерий:

$$\Delta E^{\circ} = (E^{\circ}_{ок.} - E^{\circ}_{вос.}) \gg 0,$$

Если разность ($E^{\circ}_{ок.} - E^{\circ}_{вос.}$) больше 0,4 В, то ОВР протекает практически необратимо. Если же разность ($E^{\circ}_{ок.} - E^{\circ}_{вос.}$) находится в пределах от -0,4 В до +0,4 В, то в стандартных условиях реакция будет протекать в незначительной степени. Для практического осуществления таких реакций отходят от стандартных условий и применяют концентрированные растворы окислителей и восстановителей или твердые реагенты, повышают температуру.

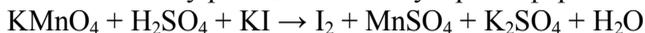
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Для составления уравнений ОВР используют метод *электронного баланса* либо *метод полуреакций (ионно-электронного баланса)*. Оба метода основаны на составлении электронно-ионных уравнений, в обеих частях которых уравнивается число атомов каждого элемента и алгебраическая сумма зарядов.

При составлении уравнений ОВР, протекающих в водных растворах, предпочтительным является метод полуреакций. В отличие от метода электронного баланса в нем рассматриваются не гипотетические ионы (Mn^{7+} , Cr^{6+} и др.), а реально существующие (MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$ и др.). В методе полуреакций при составлении электронно-ионных уравнений полуреакций окисления и восстановления учитывается роль среды (кислая, нейтральная, щелочная), в которой протекает реакция.

Рассмотрим на примерах применение метода полуреакций для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Следует придерживаться определенной последовательности рассуждений.

1. Записываем схему реакции в молекулярной форме:

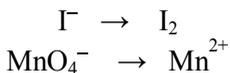


Вопрос о том, какие продукты образуются в результате окислительно-восстановительной реакции, решается на основе опытных

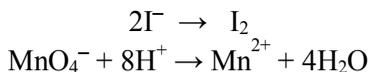
данных и справочных значений стандартных электродных потенциалов полуреакций.

2. Определяем окислитель и восстановитель, а также продукт восстановления окислителя (его восстановленную форму) и продукт окисления восстановителя (его окисленную форму). В приведенной реакции окислитель MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , восстановитель I^- – в I_2 .

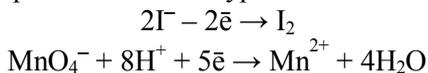
3. Составляем ионно-электронные уравнения полуреакций, отражающие процессы отдачи и присоединения электронов. При записи полуреакций сильные электролиты необходимо указывать в виде ионов, а слабые электролиты, а также неэлектролиты, мало растворимые вещества, газы – в виде молекул.



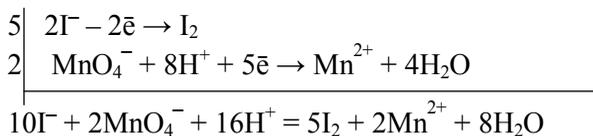
4. Уравниваем число одних и тех же атомов в левой и правой частях уравнений полуреакций. При уравнивании кислородного состава ионов следует иметь в виду, что в *кислых растворах* связывание избыточного кислорода происходит катионами водорода (H^+) с образованием молекул воды, а в *нейтральных и щелочных растворах* – молекулами воды с образованием гидроксид-ионов (OH^-).



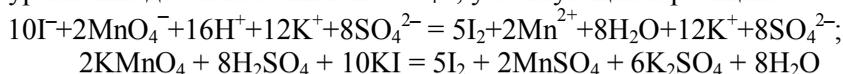
5. Уравниваем суммарное число зарядов в обеих частях уравнений каждой полуреакции. Для этого вычитаем или прибавляем к левым частям уравнений такое число электронов, чтобы число зарядов в левой и правой частях полуреакций было одинаковым:



6. Подбираем множители для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых восстановителем (I^-), было равно числу электронов, принимаемых окислителем (MnO_4^-). В рассматриваемом примере для первой полуреакции этот множитель равен 5, а для второй – 2. Суммируем уравнения полуреакций, умножая каждое из них на соответствующий множитель:



7. От полученного ионно-молекулярного уравнения переходим к молекулярному. Для этого в левой части ионного уравнения к каждому аниону приписываем соответствующий катион, а к каждому катиону – анион. Затем такие же ионы в таком же количестве записываем и в правой части уравнения. После этого ионы объединяем в молекулы. В нашем примере к левой и правой части уравнения добавляем 12K^+ и 8SO_4^{2-} , участвующих в реакции:



Правильность написания уравнения проверяется подсчетом атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Окисление хлорной водой

Работать под тягой!

1.1. В пробирку поместите 5-6 капль раствора KI, добавьте 6-7 капль толуола и 3-5 капль хлорной воды. Встряхните пробирку и дайте жидкостям расслоиться. Что наблюдается?

1.2. В две пробирки поместите по 6-7 капль свежеприготовленного раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (раствор содержит ионы Fe^{2+}). В первую пробирку внесите 2 капли раствора роданида аммония, во вторую – 4 капли хлорной воды и 2 капли того же раствора NH_4SCN . Объясните появление более интенсивной окраски во второй пробирке.

Вопросы и задания

1. Опишите и объясните наблюдения.
2. Напишите ионные уравнения реакций окисления иодид-ионов и катионов Fe^{2+} хлорной водой.

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода

К 5-7 каплям раствора $K_2Cr_2O_7$ добавьте 3-4 капли разбавленной серной кислоты и по каплям прибавляйте сероводородную воду до изменения окраски раствора и выделения осадка серы. (*Работать под тягой!*)

Проделайте аналогичный опыт, взяв вместо окислителя $K_2Cr_2O_7$ раствор $KMnO_4$.

Вопросы и задания

1. Опишите и объясните наблюдения.
2. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты методом полуреакций (ионно-электронного баланса).

Опыт 3. Восстановительные и окислительные свойства азотистой кислоты

3.1. В пробирку поместите 5-7 капель раствора перманганата калия, подкислите его 3 каплями 2 моль/л раствора серной кислоты и затем добавьте несколько капель раствора нитрита калия до обесцвечивания раствора.

3.2. Внесите в пробирку 5-7 капель раствора иодида калия, 3-4 капли 2 моль/л серной кислоты и немного раствора крахмала или органического растворителя (толуола или хлороформа). К этой смеси прибавьте 5 капель раствора нитрита калия.

Вопросы и задания

1. На основании наблюдений напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты методом полуреакций.
2. Сопоставьте опыты 3.1 и 3.2. В каком случае азотистая кислота является окислителем, а в каком – восстановителем

Опыт 4. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

5.1. К 5-7 каплям раствора иодида калия прибавьте 2-3 капли 2 моль/л раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Для

обнаружения в растворе йода внесите в пробирку несколько капель толуола, содержимое встряхните, дайте жидкостям расслоиться. Отметьте изменение окраски толуола.

5.2. К 4-5 каплям раствора перманганата калия прибавьте 2-3 капли 2 моль/л раствора серной кислоты и затем по каплям раствор перекиси водорода до обесцвечивания раствора в пробирке. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Какой это газ?

Вопросы и задания

1. На основании наблюдений напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты методом полуреакций. О чем свидетельствует окрашивание слоя толуола?
2. Укажите, в каком случае пероксид водорода проявляет свойства окислителя, а в каком – восстановителя.

Опыт 5. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки поместите по 5-7 капель раствора KMnO_4 . Затем в первую добавьте 2-3 капли раствора 2 моль/л серной кислоты, во вторую – 2-3 капли дистиллированной воды, в третью – 2-3 капли раствора едкого натра. После этого в каждую пробирку добавляйте по каплям раствор или несколько кристалликов Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Вопросы и задания

1. На основании наблюдений напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты методом полуреакций.
2. Укажите, как среда раствора влияет на состав продуктов реакции. Сделайте вывод об окислительно-восстановительной активности перманганат-иона MnO_4^- в различных средах, подтвердив его значениями стандартных электродных потенциалов E° (табл. 2 Приложения).

Опыт 6. Восстановительные свойства органических веществ

В пробирку внесите 5-7 капель раствора дихромата калия и осторожно добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты и затем 5-7 капель этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Наблюдайте изменение окраски раствора. Испытайте на запах (как?) образующийся ацетальдегид CH_3CHO .

Вопросы и задания

1. На основании наблюдений напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции с учетом окисления спирта в ацетальдегид, подберите коэффициенты методом полуреакций.

Вопросы и задания к лабораторной работе 2

1. Определите степень окисления азота в следующих соединениях: NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, N_2O , NCl_3 , NF_3 .

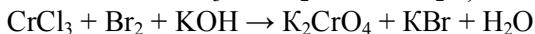
2. Укажите, какие из перечисленных веществ – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2MnO_4 , KI , MnSO_4 , Al , KNO_3 , PbO_2 , K_2CrO_4 , Na_2S , K_2SO_3 , NH_3 , MnO_2 могут проявлять а) только окислительные свойства, б) только восстановительные свойства, в) как окислительные, так и восстановительные (двойственные) свойства?

3. Используя значения стандартных электродных потенциалов (табл. 2 приложения), расположите металлы Li , Cu , Ag , Zn в ряд по возрастанию их восстановительной способности. Ответ поясните.

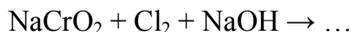
4. Для обеззараживания сточных вод, содержащих различные бактерии, перед их сбросом в водоемы используются два химических метода: хлорирование и озонирование. Какой из реагентов – хлор или озон – оказывает более сильное воздействие на бактерии? $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ В}$; $E^\circ(\text{O}_3/\text{O}_2) = +2,03 \text{ В}$.

5. Можно ли в стандартных условиях осуществить процесс $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^-$ с помощью окислителей: O_3 , H_2O_2 ? Для ответа воспользуйтесь значениями стандартных электродных потенциалов (табл. 2 Приложения). Напишите уравнения возможных реакций, подберите в них коэффициенты методом полуреакций.

6. В приведенных ниже реакциях укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты методом полуреакций:



7. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:





После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

- основные понятия: степень окисления; окислитель и восстановитель; процессы окисления, восстановления, диспропорционирования; стандартные электродные потенциалы;
- метод электронного баланса и метод полуреакций (ионно-электронный);
- основные окислители и восстановители, используемые в практике;
- факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительной реакции.

и уметь:

- определять степень окисления элемента в соединении;
- записывать продукты окислительно-восстановительной реакции;
- составлять ионно-электронные уравнения полуреакций;
- подбирать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

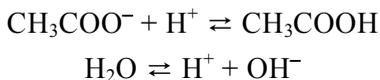
Лабораторная работа 3

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы – изучение гидролиза различных солей и факторов, влияющих на степень гидролиза.

Под *гидролизом* понимают обменное взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и (чаще всего, но не всегда) к избыточному содержанию в растворе ионов H^+ либо OH^- , в результате чего *происходит изменение рН среды*. Так, например, при растворении соли CH_3COONa реакция раствора становится щелочной ($\text{pH} > 7$). Изменение рН раствора

объясняется следующим образом. Ионы соли CH_3COO^- и Na^+ взаимодействуют с H^+ - и OH^- -ионами воды. При этом ионы Na^+ не могут связывать ионы OH^- в NaOH , так как последний является сильным электролитом и существует в растворе в виде ионов Na^+ и OH^- (или ионных пар). В то же время ацетат-ионы связывают ионы H^+ (с образованием молекул слабого электролита – уксусной кислоты), в результате чего новые молекулы H_2O диссоциируют на H^+ - и OH^- -ионы. Эти процессы протекают до тех пор, пока не установятся равновесия:



Суммируя оба одновременно протекающих процесса, получим уравнение гидролиза соли в ионном виде:



Уравнение (a) показывает, что идет накопление OH^- -ионов, а потому раствор приобретает щелочную реакцию.

Применив к обратимому процессу (a) закон действующих масс (ЗДМ), получим

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]} = K \quad (1)$$

Концентрация воды в растворе соли практически постоянна, поэтому величину $[\text{H}_2\text{O}]$ объединяем с K :

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = K[\text{H}_2\text{O}] = K_h, \quad (2)$$

где K_h – константа гидролиза.

Для равновесия диссоциации воды



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{и} \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = K_w$$

Находим $[\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}^+]$, и, подставляя в уравнение (2), получим:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}$$

Но так как $\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} = \frac{1}{K_a}$, где K_a – константа диссоциации слабой уксусной кислоты, образованной в результате гидролиза соли, окончательно имеем выражение

$$K_h = K_w/K_a \quad (3)$$

Чем меньше K_a и больше K_h , тем сильнее соль гидролизуется.

Количественной характеристикой гидролиза солей является также *степень гидролиза* - h , под которой понимают отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу растворенных молекул.

Степень гидролиза легко вычисляется из уравнений (2) и (3). Пусть в реакции гидролиза (а), начальная концентрация соли, а значит и CH_3COO^- -ионов (поскольку соль – сильный электролит и полностью диссоциирует на ионы) равна c , а степень гидролиза - h . Тогда в состоянии равновесия (а) равновесные концентрации примут значения:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = c - ch; \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = ch; \quad [\text{OH}^-] = ch$$

Подставляя эти выражения в уравнение (2) и учитывая уравнение (3), получим

$$\frac{ch \cdot ch}{c(1-h)} = K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{или} \quad \frac{ch^2}{1-h} = \frac{K_w}{K_a} \quad (4)$$

Так как для многих солей h – величина небольшая (обычно $h \leq 0,01$), то приближенно можно принять $(1-h) \approx 1$. Тогда уравнение (4) примет вид: $ch^2 = K_w/K_a$ и

$$h = \sqrt{K_w / cK_a} \quad (5)$$

Гидролиз солей чаще всего – обратимый процесс. Равновесие гидролиза может быть смещено в ту или другую сторону при изменении температуры, разбавлении или концентрировании раствора, а также под действием избыточной концентрации ионов, одноименных с теми, которые накапливаются в растворе в результате гидролиза.

Из формулы (5) следует, что степень гидролиза тем больше:

1) чем больше K_w , т.е. чем выше температура (так как K_w возрастает с температурой);

2) чем меньше K_a , т.е. чем слабее кислота (основание), которая образуется в результате гидролиза соли;

3) чем меньше концентрация соли, т.е. чем больше разбавлен раствор.

Таким образом, чтобы усилить гидролиз соли, нужно разбавить раствор и нагреть его.

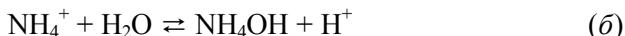
Различают три случая гидролиза солей.

1. Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (*гидролиз по аниону*). Пример рассмотрен выше – гидролиз соли CH_3COONa . В этом случае раствор соли имеет $\text{pH} > 7$.

$$K_h = K_w/K_a, h = \sqrt{K_w / cK_a},$$

K_a – константа диссоциации слабой кислоты.

2. Соль образована сильной кислотой и слабым основанием (*гидролиз по катиону*). Пример – хлорид аммония NH_4Cl . Уравнение гидролиза соли в сокращенной ионно-молекулярной форме имеет вид:



Реакция раствора должна быть кислой, так как происходит накопление H^+ -ионов, что видно из уравнения (б). В этом случае $\text{pH} < 7$.

$K_h = K_w/K_b$ и $h = \sqrt{K_w / cK_b}$ (K_b – константа диссоциации слабого основания).

3. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием (*гидролиз по аниону и катиону*). Пример – ацетат аммония

$\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Уравнение гидролиза соли в ионно-молекулярной форме запишется так:



В этом случае одновременно связываются H^+ - и OH^- -ионы воды.

$$K_h = K_w/K_aK_b,$$

Так как знаменатель в выражении константы гидролиза – произведение двух малых величин – есть величина очень малая, то K_h – достаточно большая величина. Действительно, гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, протекает в значительной степени и от разбавления не зависит. В этом случае pH водных растворов солей чуть больше 7 (среда слабощелочная, если константа диссоциации кислоты меньше константы диссоциации основания), равен 7 (среда нейтральная, если сила кислоты и сила основания одинаковы) или чуть меньше 7 (среда слабокислая, если константа диссоциации кислоты больше константы диссоциации основания).

Соли, образованные катионами сильных оснований и анионами сильных кислот, гидролизу не подвергаются. В водных растворах таких солей (NaCl , KNO_3 , K_2SO_4 и др.), единственным слабым электролитом является вода. В этих системах происходит только распад соли на ионы и практически исключается образование каких-либо других малодиссоциированных соединений.

Изучение гидролиза удобно вести, пользуясь кислотно-основными *индикаторами* – веществами, меняющими свой цвет в растворе при изменении концентраций ионов H^+ или OH^- , т.е. значения pH.

В качестве кислотно-основных индикаторов обычно выступают слабые органические кислоты, молекулярная и анионная форма которых имеет различную окраску. Например, лакмус – слабая кислота HL, в растворе диссоциирует:



В кислой среде (при избытке протонов H^+) равновесие (2) смещается в сторону недиссоциированных молекул HL, окраска в растворе красная. В щелочной среде (при избытке гидроксид-

ионов OH^-) равновесие (z) смещается в сторону образования анионов L^- , раствор приобретает синюю окраску. Различные индикаторы меняют окраску при разных значениях pH. В таблице приведены примеры наиболее часто используемых индикаторов и области pH перехода их окраски.

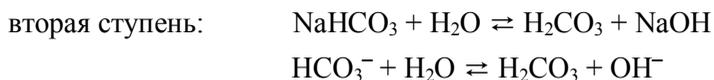
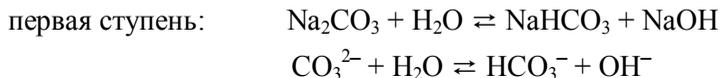
Кислотно-основные индикаторы

Индикатор	pH пере- хода окраски	Окраска		
		HL	L^-	в области перехода
Лакмус	5,0 – 8,0	красная	синяя	фиолетовая
Метилоранж	3,2 – 4,4	красная	желтая	оранжевая
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	бесцветная	малиновая	розовая

Составление уравнений гидролиза солей. Уравнения реакций гидролиза составляются в а) молекулярной, б) полной ионно-молекулярной и в) сокращенной ионно-молекулярной формах. При этом должны быть учтены правила написания ионных уравнений обычных реакций обмена в растворах электролитов.

Следует обратить внимание на правильное написание уравнений гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований. Эти соли гидролизуются ступенчато – в несколько стадий, каждая из которых характеризуется своей константой и степенью гидролиза. Существенным является гидролиз по первой ступени. Гидролиз по второй, третьей ступеням протекает в меньшей степени.

Так, гидролиз соли Na_2CO_3 может быть выражен уравнениями в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной формах:



В этом случае гидролиз по аниону протекает главным образом по первой ступени с образованием кислой соли. Из уравнений гидролиза видно, что образующийся продукт гидролиза – сильное основание NaOH должно препятствовать протеканию процесса по второй ступени. И лишь *при сильном разбавлении, нагревании или подкислении* раствора следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли (т. е. вторую ступень гидролиза).

При гидролизе солей многокислотных оснований образуются основные соли. Например, для соли $AlCl_3$ возможны три ступени гидролиза:



Но процесс преимущественно протекает по первой ступени и лишь *повышение температуры, разбавление раствора или его подщелачивание* усиливают гидролиз и делают заметным его протекание по второй и третьей ступеням.

Гидролиз имеет важное значение в живых системах. Способность к гидролизу – важное химическое свойство белков, жиров, углеводов (ди- и полисахаридов).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение характера гидролиза

На полоски универсальной индикаторной бумаги с помощью чистой стеклянной палочки нанесите по одной капле растворов солей: нитрита калия, карбоната натрия, сульфата калия, хлорида железа(III). По изменению цвета индикатора определите, какие соли подвергаются гидролизу.

Результаты наблюдений оформите в виде таблицы:

Соль							
pH							
Выводы							

В графе «Выводы» укажите тип гидролиза соли (по катиону, по аниону или по катиону и аниону).

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах.
2. Укажите характер среды (кислая, щелочная или нейтральная) и рН ($\text{pH} < 7$, $\text{pH} > 7$ или $\text{pH} \approx 7$) в растворах солей. Объясните причину различных значений рН в этих растворах.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз

В две пробирки внесите по ~ 1 мл раствора ацетата натрия, прибавьте в каждую по 2 капли раствора фенолфталеина. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, вторую нагрейте на кипящей водяной бане. Отметьте изменение цвета раствора при нагревании. Охладите пробирку до комнатной температуры и снова отметьте изменение цвета.

Вопросы и задания

1. Напишите молекулярное и сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза ацетата натрия.
2. Объясните, почему при нагревании и охлаждении цвет раствора с индикатором изменяется? По результатам опыта сделайте вывод о тепловом эффекте процесса гидролиза (эндо- или экзотермический процесс).

Опыт 3. Растворение веществ в продуктах гидролиза

В пробирку налейте около ~ 1 мл раствора хлорида цинка и хорошо нагрейте раствор на водяной бане. Бросьте в раствор небольшой кусочек цинка, предварительно очистив его поверхность наждачной бумагой. Отметьте выделение газа (какого?).

Вопросы и задания

- Напишите уравнения реакций:
- а) гидролиза хлорида цинка (в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах);
 - б) растворения цинка в продуктах гидролиза соли.

Опыт 4. Влияние разбавления на гидролиз

Приготовьте из 0,1 моль/л раствора CuSO_4 по 50 мл 0,01 и 0,001 моль/л растворов. Налейте в стаканчики на $1/3$ - $1/2$ объема исходный и приготовленные растворы и измерьте их рН с помощью рН-метра. Результаты занесите в таблицу.

Концентрация соли, моль/л	$pH_{\text{эксп}}$	$[H^+]$, моль/л	$h_{\text{эксп}}$
0,001			
0,01			
0,1			

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции (в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах) гидролиза соли.
2. Сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза и pH растворов соли.

Опыт 5. Необратимый гидролиз

К ~1 мл раствора сульфата алюминия прибавьте столько же раствора карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка и выделение газа (какого?). Почему это происходит? Какое вещество выпало в осадок?

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции (в молекулярной и краткой ионно-молекулярной форме) совместного гидролиза сульфата алюминия и карбоната натрия.
2. Как доказать, что выпавший осадок не является солью угольной кислоты?

Опыт 6. Практическая негидролизуетость малорастворимых веществ

В две пробирки налейте по ~1 мл дистиллированной воды, предварительно измерив универсальным индикатором pH этой среды. Затем в первую пробирку внесите 1 микрошпатель кристаллов сульфата свинца $PbSO_4$ и хорошо перемешайте стеклянной палочкой. В другую пробирку внесите столько же кристаллов карбоната кальция и также хорошо перемешайте. С помощью универсального индикатора определите pH растворов с осадками в пробирках.

Вопросы и задания

Почему не различаются значения pH для чистой воды и раствора с осадками?

Вопросы и задачи к лабораторной работе 3

1. Какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу: KNO_3 , CuCl_2 , NaBr , K_2S ? Для гидролизующихся солей составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме, укажите тип гидролиза и реакцию среды в растворах.

2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли ацетата бария. Объясните, в каком направлении сместится равновесие гидролиза а) при разбавлении раствора, б) добавлении NaOH или в) нагревании?

3. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли сульфата цинка. В какой цвет окрасится раствор соли при добавлении лакмуса?

4. При сливании растворов CrCl_3 и Na_2CO_3 образуется осадок гидроксида хрома(III). Объясните причину этого явления и запишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5. Как можно объяснить тот факт, что раствор NaH_2PO_4 имеет кислую среду, а раствор KHS – щелочную? Поясните ответ соответствующими ионно-молекулярными уравнениями. Для обоснования ответа используйте данные табл. 5 Приложения.

6. Исходя из значений констант диссоциации соответствующих кислот (табл. 5 Приложения), укажите, в каком растворе – KCH_3COO или KNO_2 - среда будет более щелочная?

7. Вычислите константу гидролиза хлорида аммония и степень гидролиза этой соли в 0,01 моль/л растворе. Для расчета воспользуйтесь данными табл. 5 Приложения.

После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

– основные понятия: гидролиз соли; степень гидролиза; константа гидролиза, водородный показатель, ионное произведение воды;

- индикаторы, позволяющие качественно определять реакцию среды (кислую, нейтральную или щелочную);
- факторы, влияющие на степень гидролиза соли;

и уметь:

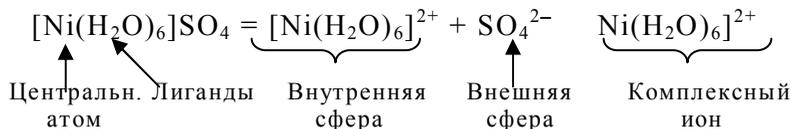
- записывать уравнения реакций гидролиза в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах;
- определять кислотность (рН) раствора соли.

Лабораторная работа 4

КОМПЛЕКСНЫЕ (КООРДИНАЦИОННЫЕ) СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы – изучение способов получения комплексных соединений в растворах, их свойств (растворимости, устойчивости, окислительно-восстановительных свойств) и номенклатуры.

Строение комплексных соединений. Комплексные (или координационные) соединения состоят из центральной частицы (*комплексообразователя*) и координированных вокруг нее *лигандов*. Комплексообразователь и лиганды образуют *внутреннюю сферу* комплексного соединения, которую при написании формул заключают в квадратные скобки, например: $K_3[Fe(CN)_6]$. Этим подчеркивается, что в растворах комплексный ион почти не диссоциирует на составляющие его ионы или молекулы. Ионы, нейтрализующие суммарный заряд частиц внутренней сферы и располагающиеся более отдаленно от комплексообразователя, составляют *внешнюю сферу* комплексного соединения. Например, для комплексного соединения $[Ni(H_2O)_6]SO_4$:



Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов.

Известно много комплексных соединений без внешней сферы, например: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

Число мест, занимаемых лигандами во внутренней координационной сфере, называется *координационным числом* (к.ч.). Оно равно числу σ -связей, образованных комплексообразователем. Чаще всего координационные числа имеют значения 6 и 4, менее часто – 2 и 8.

Типичными комплексообразователями являются *d*-элементы периодической системы Д.И. Менделеева, имеющие более широкие валентные возможности по сравнению с *s*- и *p*-элементами. В комплексах катионов *d*-металлов (Ag^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} и др.) химическая связь между комплексообразователем и лигандами является преимущественно ковалентной, образованной по донорно-акцепторному механизму. Комплексообразователь является акцептором, а лиганд – донором электронных пар.

В состав лигандов (нейтральных молекул и ионов) входят электроотрицательные элементы, определяющие их донорные свойства. Важнейшими лигандами являются: H_2O , NH_3 , NO , CO , CN^- , CNS^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и др.

Лиганды, имеющие один донорный атом и занимающие одно координационное место во внутренней сфере, называются *монодентными*: Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , H_2O , NH_3 . Широко распространены особенно в живой природе лиганды с несколькими донорными атомами, их называют *полидентными* К таким лигандам относятся, в первую очередь, белки, нуклеиновые кислоты.

Номенклатура комплексных соединений. Для составления названия комплексного соединения используются правила систематической (международной) номенклатуры.

В названиях комплексных соединений первым указывают анион (в именительном падеже), а затем катион (в родительном падеже).

В названии комплексного иона сначала в алфавитном порядке перечисляются лиганды (независимо от их заряда), затем указывают комплексообразователь. Для обозначения нейтральных ли-

гандов – молекул аммиака и воды – применяют специальные названия *аммин* и *аква* соответственно.

К названию анионных лигандов прибавляют окончание «о», например циано- (CN^-), хлоро- (Cl^-), гидроксо- (OH^-), тиосульфато- ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), родано- или тиоцианато- (SCN^-), оксалато- ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) и т.д.

Число одинаковых лигандов, если их больше одного, указывают греческими числительными: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса.

В комплексном катионе дается русское название элементарно-комплексобразователя. В комплексном анионе указывают латинское название комплексобразователя, прибавляя к корню латинского названия суффикс *-ат*. Сразу после названия комплексобразователя в скобках римской цифрой указывают его степень окисления. Ниже приведены примеры названий различных комплексных соединений:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – хлорид диамминсеребра(I);

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди(II);

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]\text{Cl}$ – хлорид тетрааквадигидроксиалюминия;

$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ – тетраиодомеркурат(II) калия;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат(II) калия;

$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ – дитиосульфатоаргентат натрия.

У нейтральных комплексов (неэлектролитов) дается русское название комплексобразователя в именительном падеже без указания его степени окисления. Например:

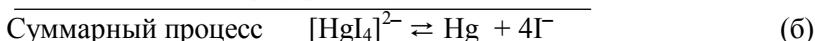
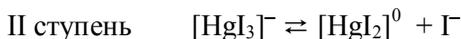
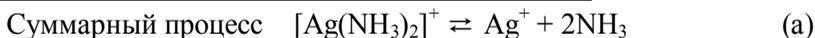
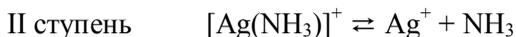
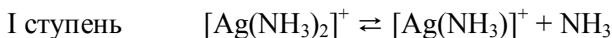
$[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$ – диамминтетрахлороплатина;

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель.

Устойчивость комплексных ионов. Комплексные соединения в водном растворе полностью диссоциируют как сильные электролиты на комплексные ионы и ионы внешней сферы, например:



Комплексные ионы подвергаются *вторичной диссоциации*, как слабые электролиты, обратимо и ступенчато:



Вторичная диссоциация обычно протекает в незначительной степени.

Применяя закон действующих масс к обратимым процессам (а) и (б) диссоциации комплексных ионов, получим выражения *констант нестойкости*:

$$K_{\text{нест}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

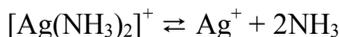
$$K_{\text{нест}[\text{HgI}_4]^{2-}} = \frac{[\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^4}{[\text{HgI}_4]^{2-}} = 1,48 \cdot 10^{-30}$$

Константа нестойкости комплексного иона характеризует прочность (устойчивость) внутренней сферы комплексного соединения. В приведенных примерах комплекс $[\text{HgI}_4]^{2-}$ прочнее, чем комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов приведены в справочных таблицах (табл. 3 Приложения).

Так как диссоциация комплексного иона является процессом обратимым, то, выводя из сферы реакции его ионы, можно практически разрушить комплекс. Рассмотрим в качестве примера взаимодействие HNO_3 с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

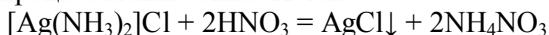
Соединение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ полностью диссоциирует на ионы $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и Cl^- . Комплексный ион диссоциирует частично:



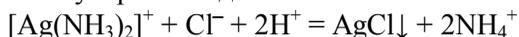
Ионы водорода (их поставляет в раствор азотная кислота) связывают молекулы аммиака в катионы аммония:



и выводят их из сферы реакции, в результате чего новые ионы $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ подвергаются диссоциации (для восстановления равновесия), в растворе увеличивается концентрация Ag^+ . Поскольку в растворе имеются хлорид-ионы, то наступает момент, когда произведение концентраций свободных ионов Ag^+ и Cl^- превышает PР_{AgCl} : $[\text{Ag}^+]\cdot[\text{Cl}^-] > \text{PР}_{\text{AgCl}}$ – и AgCl выпадает в осадок. Суммарно весь процесс можно описать так:



или в ионно-молекулярном виде:



Разрушение комплекса может произойти и в результате образования какого-либо более прочного комплекса (т.е. обладающего меньшим значением $K_{\text{нест}}$), а также в результате окислительно-восстановительных реакций.

Для комплексных соединений характерно явление *изомерии* – существование веществ одинакового состава, но отличающихся по строению и, следовательно, по свойствам.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Образование гидроксокомплексов некоторых металлов

В три пробирки внесите по 5-7 капель растворов солей: в первую – Al^{3+} , во вторую – Zn^{2+} , в третью – Cr^{3+} , и прибавьте в каждую несколько капель раствора щелочи. Получившиеся осадки растворите в избытке раствора щелочи. В результате растворения образуются комплексные гидроксополи, содержащие ионы $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
2. Назовите полученные в опыте комплексные соединения по систематической номенклатуре.

Опыт 2. Образование комплексного соединения никеля(II)

К 5-7 каплям раствора хлорида или сульфата никеля(II) в пробирке добавьте такой же объем раствора NaOH. Отметьте образование осадка $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и его цвет. Дайте осадку отстояться (или отцентрифугируйте его) и с помощью пипетки удалите раствор над осадком. Затем по каплям добавьте концентрированный раствор аммиака до полного растворения осадка. Сравните окраску полученного комплексного соединения никеля(II) с окраской гидратированных ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля(II).

Координационное число иона Ni^{2+} в образующемся комплексном соединении равно шести.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
2. Назовите комплексное соединение никеля(II) по систематической номенклатуре.
3. Какое основание – $\text{Ni}(\text{OH})_2$ или комплексное $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ – является более сильным электролитом и почему?

Опыт 3. Образование комплексного соединения ртути(II)

Налейте в две пробирки по 5-6 капель раствора нитрата ртути(II). Прибавьте в одну из них 3-4 капли раствора щелочи, наблюдайте образование осадка HgO желто-коричневого цвета. Пробирку с осадком оставьте в качестве контрольной.

В другую пробирку с раствором нитрата ртути(II) добавьте по каплям раствор иодида калия. Отметьте цвет образующегося вначале осадка и его последующее растворение при добавлении избытка раствора иодида калия с образованием комплексного соединения. Координационное число ртути(II) в образующемся комплексе равно 4.

К раствору с полученным комплексным соединением ртути(II) добавьте несколько капель раствора NaOH. Сравните действие щелочи на раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ в контрольной пробирке и на раствор $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Объясните полученные результаты.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Назовите образующееся комплексное соединение ртути(II) по систематической номенклатуре.

Опыт 4. Образование комплексного соединения серебра

В пробирку к 5-6 капель раствора нитрата серебра прибавьте 2-3 капли 2 моль/л раствора соляной кислоты или раствора хлорида натрия. Отцентрифугируйте осадок, слейте фильтрат. К осадку прибавьте по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка с образованием комплексного соединения. Координационное число иона серебра в образующемся комплексе равно двум.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.
2. Назовите образующееся комплексное соединение серебра по систематической номенклатуре.
3. Пользуясь правилом произведения растворимости и представлениями о смещении равновесия по принципу Ле Шателье, объясните растворение хлорида серебра в избытке тиосульфата натрия.

Опыт 5. Восстановление железа(III) в составе комплекса иодидом калия

В пробирку внесите 6-8 капель 0,1 моль/л раствора иодида калия, 4-6 капель разбавленного (~2 моль/л) раствора соляной кислоты HCl (подкисление благоприятствует течению реакции), 5-7 капель органического растворителя (толуола), а затем микрошпатель – небольшую порцию кристаллов гексацианоферрата(III) калия - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Содержимое пробирки тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте и объясните изменение окраски органического растворителя.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме, учитывая, что комплекс $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ переходит в комплекс $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Разрушение аммиачного комплекса серебра в сильноокислом растворе

Получите осадок хлорида серебра, прибавив к 5-7 каплям раствора нитрата серебра 2-3 капли разбавленного (~2 моль/л) раствора соляной кислоты или раствора хлорида натрия. Отцентрифугируйте осадок (или дайте ему отстояться), слейте фильтрат и к осадку добавьте концентрированный раствор аммиака до полного растворения осадка с образованием комплексного соединения. Затем в пробирку с раствором $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ по каплям прибавляйте концентрированную азотную кислоту до образования осадка AgCl .

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Приведите название комплексного соединения серебра(I) по систематической номенклатуре.
2. Используя представления об устанавливающихся в растворе равновесиях, объясните растворение осадка AgCl в избытке раствора аммиака, а затем вновь его образование при прибавлении азотной кислоты.

Вопросы и задания к лабораторной работе 4

1. Для каких элементов периодической системы Д.И. Менделеева характерно образование комплексных соединений? Почему?

2. Определите заряд комплекса, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях:

- а) $[\text{NH}_4]\text{Cl}$; б) $\text{K}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$; в) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$;
г) $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$; д) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$; е) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Дайте систематические названия этим соединениям.

3. Какие частицы могут выполнять функцию лигандов? Поясните, почему молекула аммиака NH_3 может быть лигандом, а катион аммония NH_4^+ - нет? Приведите примеры (не менее трех) комплексных соединений с различными лигандами.

4. Составьте формулы следующих комплексных соединений:
а) триамминитрокобальт; б) гексафтороферрат(III) натрия;

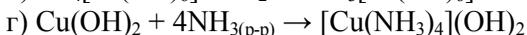
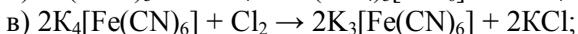
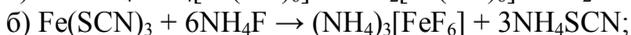
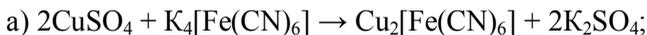
в) тетрахлоороалюминат калия; г) гексацианокобальтат(III) гексаамминкобальта(III); д) сульфат тетрааквамеди(II).

5. Как можно получить комплексные соединения:

а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; б) $\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; в) $\text{K}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Известно, что красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ более ядовита, чем желтая – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Объясните этот факт. Какие ионы вызывают отравление? Составьте выражения общих констант нестойкости комплексных ионов, входящих в состав солей и сравните их значения (табл. 3 Приложения).

7. Приведите в ионной форме уравнения реакций, протекающих по схемам:



Какие свойства комплексных соединений они отражают?

После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

– основные понятия: комплекс, комплексообразователь, лиганд, координационное число, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения, общие и ступенчатые константы нестойкости и константы устойчивости комплексов;

– способы получения комплексных соединений в растворах;

– свойства комплексных соединений: растворимость в воде и в органических растворителях, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства;

– факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений;

– комплексные соединения, использующиеся в практике: в живой и неживой природе, в промышленности и сельском хозяйстве, в медицине;

и уметь:

- записывать формулы комплексных соединений; давать им названия по систематической номенклатуре;
- составлять уравнения реакций образования комплексных соединений в молекулярной и ионной формах;
- записывать выражения общих и ступенчатых констант нестойкости и констант устойчивости комплексов;
- сравнивать устойчивость однотипных комплексов по значениям их констант устойчивости и нестойкости.

Лабораторная работа 5

СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ-НЕМЕТАЛЛОВ VIA ГРУППЫ КИСЛОРОДА И СЕРЫ И ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ

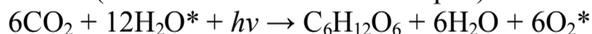
Цель работы – изучение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств наиболее важных соединений кислорода и серы – характеристических элементов шестой группы главной подгруппы.

Характеристика элементов VIA группы. В состав VIA группы входят кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и полоний Po. Общее название этих элементов – *халькогены* – означает «образующие руды».

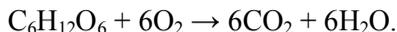
Нахождение в природе. Биогенная роль. В природе халькогены (за исключением кислорода) встречаются чаще всего в виде соединений: сульфидов, селенидов и др. От кислорода к теллуру содержание элементов в природе резко падает. Полоний не имеет ни одного стабильного изотопа, встречается в урановых рудах как один из продуктов радиоактивного распада урана и тория.

К и с л о р о д – самый распространенный элемент земной коры. Основная масса кислорода сосредоточена в минералах (силикатах, алюмосиликатах, оксидах), воде. В форме простого вещества O₂ находится в атмосфере (объемная доля в воздухе – 21%). Кислород необходим для жизни, поскольку участвует в процессах дыхания.

Кислород атмосферы имеет биологическое происхождение и образуется в зеленых растениях при фотосинтезе с участием хлорофилла и ферментов (биологических катализаторов):



В реакции фотосинтеза половина кислорода из атмосферного углекислого газа переходит в биомассу, а половина – во вновь образующуюся воду. Кислород воды (отмечено звездочкой), взаимодействующей с CO_2 , полностью поступает в атмосферу. Обратные фотосинтезу процессы дыхания, окислительной деструкции отмерших организмов, горения перемешивают кислород атмосферы и биосферы и переносят его в атмосферу и гидросферу:



Часть кислорода, связанного сначала в CO_2 , а затем в CaCO_3 раковин, моллюсков, захоранивается во вновь образующихся карбонатах литосферы. Этот кислород снова возвращается в атмосферу в виде CO_2 в результате термического разложения карбонатов:



Кислород входит в число четырех важнейших биогенных элементов (С, Н, N, О). В биомолекулах он образует различные функциональные группы, которые выполняют структурообразующие и энергозапасующие функции. Кислородсодержащие функциональные группы (-ОН, -СООН и др.) благодаря водородным связям с молекулами воды, обеспечивают хорошую растворимость биомолекул в водных растворах, что, в свою очередь, способствует высокой скорости протекания биохимических реакций.

Самородная (свободная) сера редко встречается в природе. В химически связанном состоянии сера входит в состав многих минералов: медного блеска Cu_2S , халькопирита CuFeS_2 , мирабилита или гдауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, пирита FeS_2 , сфалерита ZnS и др. Много серы содержится в каменном угле, нефти, природном газе, что создает экологические проблемы. В низших валентных состояниях сера входит в состав белков, образуя сульфидные мостики, которые наряду с другими факторами определяют пространственную организацию белковой молекулы в живом организме. Большие количества серы в высшей степени

окисления синтезируются и используются в основном в химической промышленности.

Распространенность селена и теллура в природе на несколько порядков меньше, чем серы. Эти элементы сопутствуют сульфидным рудам меди, цинка, свинца, отходы переработки которых являются их основными источниками. В технике селен и теллур – важнейшие полупроводниковые материалы. Селен относится к биогенным микроэлементам. Он непосредственно участвует в формировании активных центров целого ряда ферментов. Одна из важнейших биохимических функций селена в организме человека – мощная антиоксидантная активность. В то же время превышение допустимых доз селена вызывает тяжелые отравления. Особенно токсичны неорганические соединения селена. Биологическая роль теллура в живых организмах не установлена. Соединения теллура, как и селена, относятся к сильно токсичным.

Свойства кислорода и серы. Электронная конфигурация внешнего электронного уровня атомов элементов VIA группы ns^2np^4 . Для кислорода наиболее характерны степени окисления: 0, (-1), -2, для серы -2, 0, +4 и +6.

Кислород поддерживает горение и образует оксиды с большинством элементов. По электроотрицательности он стоит на втором месте после фтора, поэтому в реакциях с другими веществами (кроме фтора) ведет себя как окислитель.

Степень окисления кислорода -1 реализуется в пероксидах, например, H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 . Пероксид водорода реагирует с другими веществами как окислитель и как восстановитель.

Восстановитель	Окислитель
$H_2O_2 - 2e^- = O_2 + 2H^+$ (pH < 7)	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$ (pH < 7)
$H_2O_2 + 2OH^- - 2e^- = O_2 + 2H_2O$ (pH > 7)	$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$ (pH > 7)

Чистый пероксид водорода стабилен и может храниться *неограниченно долго*. Однако в присутствии почти любых примесей он диспропорционирует в термодинамически более стабильные соединения со степенью окисления кислорода 0 и -2:

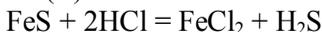


Диспропорционирование ускоряется в присутствии катализатора, например MnO_2 .

Сера образует ряд циклических и цепочечных структур со связями $-\text{S}-\text{S}-$. Аллотропная модификация кристаллической серы - ромбическая сера состоит из циклических молекул S_8 . Пластическая модификация серы состоит из полимерных спирально скрученных цепочек и может быть получена при быстром охлаждении расплава серы. С течением времени пластическая сера постепенно переходит в ромбическую.

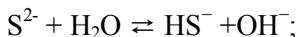
При нагревании сера претерпевает полиморфные превращения. При температуре 113°C сера плавится, превращаясь в легкоподвижную жидкость. Дальнейшее нагревание расплава приводит к резкому возрастанию его вязкости и изменению цвета с желтого на темно-коричневый. Затем расплав вновь становится жидким и при температуре 445°C сера начинает кипеть. Выливая кипящую серу в холодную воду, получают пластическую модификацию серы.

В сероводороде и сульфидах сера проявляет степень окисления -2. Сероводород – ядовитый газ без цвета, со специфическим резким запахом. В лаборатории его получают действием соляной кислоты на сульфид железа(II):



Окислители обычно окисляют сероводород до свободной серы.

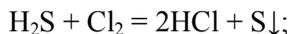
Водный раствор сероводорода – двухосновная слабая кислота. Она образует два типа солей: сульфиды и гидросульфиды. Водные растворы сульфидов и гидросульфидов щелочных металлов имеют щелочную среду за счет гидролиза:



Большая часть сульфидов металлов малорастворима в воде (CuS , ZnS , PbS , FeS и др.). Способность сульфидов растворяться в минеральных кислотах определяется значениями их произведений растворимости (табл. 4 Приложения). Так, сульфид цинка растворяется даже в уксусной кислоте. Для растворения сульфида железа(II) необходима соляная кислота. Сульфиды меди и свинца растворяются только в концентрированной азотной кислоте за счет окисления иона S^{2-} до иона SO_4^{2-} .

Реакции образования сульфидов меди(II) и свинца(II), окрашенных в черный цвет, используются для качественного определения присутствия сульфид-ионов в растворе.

В окислительно-восстановительных реакциях сероводород проявляет восстановительные свойства. При его взаимодействии с хлорной водой, а также растворами перманганата и дихромата калия образуется сера:



Для осаждения сульфидов цинка, меди(II), марганца(II), железа(II), свинца(II) используют водный раствор сульфида натрия. Некоторые из этих сульфидов – ZnS, MnS, FeS могут растворяться в соляной кислоте.

Сульфиды, нерастворимые в соляной кислоте, растворяются в концентрированной азотной кислоте вследствие окислительно-восстановительной реакции:



Сера образует два оксида – оксид серы(IV) и оксид серы(VI).

В обычных условиях SO_2 – бесцветный ядовитый газ с резким запахом, растворимый в воде. В лабораторных условиях его получают действием раствора серной кислоты на сульфит щелочного металла:



При растворении SO_2 в воде происходит химическое взаимодействие и устанавливаются равновесия:



Формула H_2SO_3 написана в квадратных скобках, так как молекул такого состава в действительности не существует.

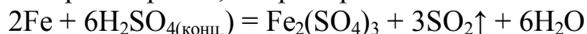
Взаимодействие SO_2 со щелочами приводит к образованию средних и кислых солей – сульфитов и гидросульфитов. Сульфиты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде, сульфиты остальных металлов – малорастворимы. Растворы сульфитов щелочных металлов имеют $\text{pH} > 7$ вследствие гидролиза, а растворы гидросульфитов – $\text{pH} < 7$ (гидросульфит-ион – амфолит с преобладанием кислотных свойств).

Оксид серы(IV) и соли сернистой кислоты обладают как восстановительными, так и окислительными свойствами (с преобладанием восстановительных свойств). При этом окисление серы(IV) происходит до серы(VI), а продукт восстановления серы(IV) – преимущественно свободная сера.

Важнейшее соединение серы(VI) – серная кислота H_2SO_4 . Она нелетуча и термически устойчива, в разбавленных растворах практически полностью диссоциирована. При вливании серной кислоты в воду происходит значительное выделение тепла, связанное с гидратацией кислоты. Применение H_2SO_4 как осушителя основано на ее энергичном взаимодействии с водой. Растворы сульфатов щелочных металлов нейтральны, а гидросульфаты имеют кислую среду (диссоциация иона HSO_4^-). Сульфат-ион SO_4^{2-} имеет симметричное строение (sp^3 -гибридизация атомных орбиталей, тетраэдрическая форма), в нейтральных и щелочных растворах солей не проявляет окислительных свойств. В разбавленной серной кислоте окислителем является не SO_4^{2-} , а катионы водорода. В концентрированной серной кислоте симметрия молекул H_2SO_4 заметно искажается, серная кислота проявляет окислительные свойства за счет действия SO_4^{2-} -иона. Концентрированная серная кислота взаимодействует с металлами, восстанавливаясь до оксида серы(IV):



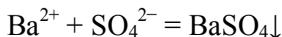
Железо, алюминий, хром при комнатной температуре пассивируются концентрированной кислотой, однако, при нагревании происходит их растворение, например:



Разбавленная серная кислота, подобно другим минеральным кислотам, реагирует с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода.

Концентрированная H_2SO_4 обладает сильным дегидратирующим действием: обезвоживает углеводы и отнимает воду у кристаллогидратов некоторых солей. Водоотнимающее действие серной кислоты связано с образованием гидратов $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n=1\div 6$).

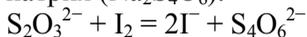
Качественной реакцией на сульфат-ион является реакция с ионами бария. При этом выпадает белый осадок сульфата бария, нерастворимый в щелочах и кислотах:



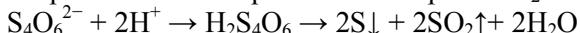
При частичной или полной замене атомов кислорода на атомы серы в анионах кислородсодержащих кислот образуются тиосоединения (например, тиомочевина $(\text{NH}_4)_2\text{CS}$). На практике часто используется соль тиосерной кислоты – тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$. При подкислении раствора $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ связь S-S разрывается гетеролитически (общая электронная пара переходит к центральному атому серы) и образуется SO_2 и S. В присутствии сильных окислителей (хлорная вода) тиосульфат-ион окисляется до сульфат-иона:



Слабые окислители (например, иод) переводят тиосульфата натрия в тетраатионат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$):



При добавлении кислоты образуется тетраатионовая кислота, которая легко разлагается с образованием серы и SO_2 :



Сера относится к биогенным элементам. В виде сульфид- и гидросульфид-ионов она входит в состав белковых молекул и участвует в формировании их вторичной и третичной структуры.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

1.1. К 6 каплям раствора иодида калия прибавьте 3 капли 2 моль/л раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Для обнаружения в растворе иода внесите в пробирку несколько капель толуола.

1.2. К 5-7 каплям раствора перманганата калия прибавьте 3 капли 2 моль/л раствора серной кислоты и затем по каплям раствор пероксида водорода до обесцвечивания раствора в пробирке. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Какой это газ?

Вопросы и задания

1. Опишите и объясните наблюдения.
2. Запишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты методом полуреакций.
3. Укажите, в каком случае пероксид водорода проявляет свойства окислителя, а в каком – восстановителя.

Опыт 2. Восстановительные свойства серы

Опыт проводится под тягой! Внесите в пробирку на кончике микрошпателя порошок серы и прилейте 10-15 капель концентрированной азотной кислоты. Поместите пробирку в зажим и осторожно нагрейте ее пламенем горелки. Наблюдайте выделение газа при взаимодействии серы с концентрированной HNO_3 (какого?). Несколько капель полученного раствора перенесите в другую пробирку и по каплям добавляйте раствор хлорида бария до появления осадка.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой. Укажите окислитель и восстановитель.
3. Какой ион в растворе обнаруживается реакцией с катионом Ba^{2+} ? Напишите уравнение реакции в сокращенной ионной форме.

Опыт 3. Восстановительные свойства сероводорода

Опыт проводится под тягой!

В 3 пробирки налейте по ~ 8-10 капель соответственно хлорной воды, растворов KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Во вторую и третью пробирки добавьте 2-3 капли разбавленного раствора H_2SO_4 . В каждую пробирку прилейте по каплям сероводородную воду до изменения окраски раствора и его помутнения вследствие выделения серы.

Вопросы и задания

1. Опишите и объясните наблюдения.
2. Напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций, учитывая, что марганец восстанавливается до степени окисления +2, а хром – до +3. Укажите окислитель и восстановитель. Подберите коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 4. Осаждение некоторых малорастворимых сульфидов

Опыт проводится под тягой!

Возьмите 2 пробирки. В одну из них налейте 5-7 капель свежеприготовленного раствора сульфата железа(II), а в другую - такой же объем раствора сульфата или хлорида марганца(II). В каждую пробирку добавьте по каплям раствор свежеприготовленной сероводородной воды (H_2S). Наблюдается ли выпадение малорастворимых в воде сульфидов FeS и MnS ?

К полученным растворам, содержащим ионы Fe^{2+} или Mn^{2+} , добавьте по каплям разбавленный раствор NH_4OH . Отметьте цвет выпадающих осадков.

Возьмите 2 другие пробирки. В одну из них внесите 3-4 капли раствора сульфата меди(II), а в другую - такой же объем раствора нитрата ртути(II). В каждую пробирку добавьте по каплям раствор свежеприготовленной сероводородной воды. Отметьте выпадение малорастворимых сульфидов CuS и HgS и их цвет.

Результаты опыта занесите в таблицу. Приведите значения произведения растворимости сульфидов (табл. 4 Приложения).

Осаждаемый катион	ПР	Цвет	Осаждаемый катион	ПР	Цвет
Mn^{2+}			Cu^{2+}		
Fe^{2+}			Hg^{2+}		

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения. Укажите цвета сульфидов.
2. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и сокращенной ионной формах) получения сульфидов.
3. Почему прибавление ионов OH^- способствует осаждению сульфидов FeS и MnS ?
4. Почему малорастворимые сульфиды меди(II) и ртути(II) образуются в кислых растворах?

Опыт 5. Получение сернистой кислоты и изучение ее свойств

5.1. Получение оксида серы(IV) и раствора сернистой кислоты.
Опыт проводится под тягой! В пробирку, укрепленную в штативе, насыпьте примерно на 1/4 ее объема кристаллический сульфит

натрия и прибавьте 8-10 капель 2 моль/л раствора серной кислоты. Пробирку быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой. Трубку опустите в другую пробирку, на 1/4 заполненную дистиллированной водой. Выделяющийся газ пропускайте в воду 2-3 минуты. Если реакция протекает медленно, слегка нагрейте пробирку с кристаллами Na_2SO_3 . С помощью универсального индикатора определите pH в растворе SO_2 .

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнение реакции получения SO_2 .
3. Какие равновесия устанавливаются в водном растворе SO_2 ? Напишите уравнения реакций и укажите среду раствора.

5.2. Окислительно-восстановительные свойства сульфитов.

В пробирку налейте ~1 мл раствора хромата калия, 3-4 капли 1 моль/л раствора серной кислоты и на кончике шпателя несколько кристалликов сульфита натрия до изменения окраски раствора. В другую пробирку налейте 10 капель насыщенного раствора сероводорода, добавьте несколько кристалликов Na_2SO_3 и по каплям прилейте 1 моль/л раствор H_2SO_4 до видимых изменений.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций. Подберите коэффициенты методом полуреакций. укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Свойства серной кислоты

Опыт проводится под тягой! Налейте в две пробирки по ~1 мл концентрированной, а в две других столько же разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Поместите в каждую пару пробирок с концентрированной и разбавленной кислотой по одной грануле цинка и стружке меди. Наблюдайте за скоростью реакций. Поместите пробирки в кипящую водяную баню и отметьте изменения.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной серной кислоты с цинком и концентрированной – с цинком и медью. Подберите коэффициенты методом полуреакций.
3. Оцените влияние концентрации серной кислоты на ее окислительные свойства.

Опыт 7. Взаимодействие тиосульфата натрия с хлором и иодом

В пробирку налейте по 8-10 капель раствора тиосульфата натрия и по каплям прибавляйте хлорную воду до появления осадка серы. В другую пробирку налейте 8-10 капель иодной воды и по каплям – раствор тиосульфата натрия до обесцвечивания раствора.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения реакций.
3. Приведите структурные формулы тиосульфата и тетрагидратата натрия.

Вопросы и задания к лабораторной работе 5

1. Каков состав продуктов, образующихся при прокаливании а) KMnO_4 , б) KClO_3 (в присутствии MnO_2)? Приведите уравнения реакций, подберите коэффициенты.

Вычислите объем кислорода, измеренный при нормальных условиях, который выделится при полном разложении каждого из веществ массой 5 г. Укажите, какое из этих веществ чаще всего используется для получения кислорода в лаборатории?

2. Для определения озона в воздухе используется его реакция с раствором иодида калия. Определите объемную долю озона в воздухе, если при пропускании 100 мл воздуха через раствор KI выделилось 0,267 г иода.

3. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей: сульфида аммония, сульфита натрия, сульфата меди. Укажите рН в растворах этих солей.

4. Как можно получить сероводород в лаборатории? Какие свойства проявляет сероводород при взаимодействии с водными растворами H_2O_2 , NaOH ? Приведите уравнения реакций.

5. Используя данные табл. 2 Приложения, определите, в какой среде сернистая кислота и ее соли проявляют окислительные свойства, а в какой – восстановительные? Приведите ионно-электронные уравнения полуреакций.

6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. Укажите условия их протекания.

Серная кислота \rightarrow оксид серы(IV) \rightarrow сульфит натрия \rightarrow сульфид натрия \rightarrow сероводород.

7. Масса концентрированной 96 %-ной серной кислоты, находящейся в открытой склянке за сутки увеличилась на 180 г. Определите массовую долю (%) серной кислоты в этом растворе. Первоначальный объем раствора составлял 500 мл ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).

***После выполнения лабораторной работы
Вы должны знать:***

- наиболее характерные степени окисления кислорода и серы;
- какие оксиды образует сера и их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства;
- какие равновесия устанавливаются в водных растворах сероводорода и сернистой кислоты;
- изменение окислительно-восстановительных свойств соединений серы при изменении ее степени окисления от -2 до $+6$, примеры соединений, которые являются а) только восстановителями, б) только окислителями, в) окислителями и восстановителями;
- растворимость сульфидов металлов в воде, соляной и азотной кислотах,
- различия в окислительных свойствах концентрированной и разбавленной серной кислоты;
- что представляют собой тиосоли и какие степени окисления имеет сера в тиосульфате натрия.

и уметь:

– кратко характеризовать физические свойства кислорода, серы и их соединений;

– приводить примеры реакций, характеризующих восстановительные свойства сероводорода, окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода, сернистой кислоты и сульфитов; окислительные свойства серной кислоты;

– приводить примеры реакций, характеризующих кислотно-основные свойства оксидов серы;

– записывать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза сульфидов и сульфитов.

Лабораторная работа 6

СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ-НЕМЕТАЛЛОВ VA ГРУППЫ АЗОТА И ФОСФОРА И ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ

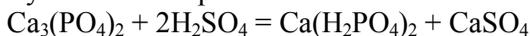
Цель работы – изучение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств наиболее важных соединений азота и фосфора – характеристических элементов пятой группы главной подгруппы.

Характеристика элементов VA группы. Элементы VA-группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут сильнее отличаются по свойствам, чем элементы других A-групп. Эти различия проявляются в химических формах существования элементов VA-подгруппы, а также в типах и функциях образуемых ими биологически активных веществ.

Нахождение в природе. Биогенная роль. Большая часть азота на Земле находится в свободном состоянии в виде двухатомных молекул N_2 в атмосфере. Объемная доля азота в воздухе составляет 78,09 %. В воздухе содержатся также небольшие количества аммиака NH_3 , образующегося при гниении органических веществ и кислородсодержащих соединений азота (оксидов и кислот), источ-

никами которых служат грозы, извержения вулканов, деятельность почвенных микроорганизмов и человека. Промышленное значение имеют месторождения натриевой (чилийской) NaNO_3 и калиевой (индийской) KNO_3 селитры, которые образуются в местах с сухим и жарким климатом. Азот содержится также в каменном угле, нефти. Массовая доля азота в живом веществе биосферы намного выше, чем в литосфере.

Важнейший фосфорсодержащий минерал – апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$. Чаще всего $\text{X} = \text{F}^-$ -ионы, в этом случае минерал называют фторапатитом. Фторид-ионы могут замещаться также на OH^- (гидроксиапатит) и O^{2-} (оксиапатит). Апатиты – главная составная часть горных пород фосфоритов, которые служат сырьем для производства фосфорных удобрений. Природные соединения фосфора малорастворимы в воде и плохо усваиваются растениями. Для перевода природных фосфатов в растворимые соединения их подвергают обработке серной кислотой. В результате образуется суперфосфат, легко усваиваемый растениями:

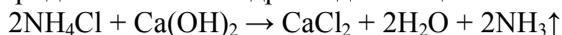


Фосфор содержится также в живом веществе биосферы: АТФ и АДФ – в клетках, фосфаты кальция – основа костной ткани и зубов.

Свойства азота и фосфора. Электронная конфигурация внешнего электронного слоя атомов элементов VA группы – ns^2np^3 . Азот в своих соединениях проявляет все степени окисления от -3 до $+5$. Для остальных элементов VA группы наиболее характерными степенями окисления являются $+3$ и $+5$.

Азот в качестве простого вещества N_2 представляет собой газ ($T_{\text{кип}} = -195,8^\circ\text{C}$), без цвета и запаха, плохо растворимый в воде. Водородное соединение азота – аммиак NH_3 – бесцветный газ ($T_{\text{кип}} = -33,4^\circ\text{C}$) с характерным запахом, очень хорошо растворим в воде. Аммиак обладает восстановительными свойствами.

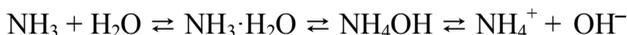
В лабораторных условиях аммиак получают нагреванием смеси твердых хлорида аммония и гидроксида кальция:



Доказательством выделения аммиака является «белый дым» хлорида аммония, который образуется при его взаимодействии с хлороводородом:

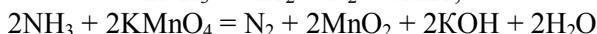
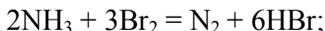


Водные растворы аммиака имеют щелочную реакцию в результате установления равновесий:



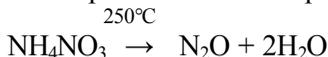
Фенолфталеин в растворах аммиака окрашивается в малиновый цвет.

Восстановительные свойства аммиака проявляются при его взаимодействии с галогенами (хлорной, бромной или йодной водой) и перманганатом калия:

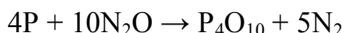
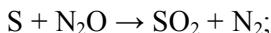
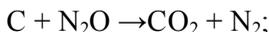


Азот образует ряд оксидов N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 (N_2O_4), два из них – N_2O_3 и N_2O_5 являются кислотными.

Оксид азота(I) N_2O – бесцветный газ со слабым запахом, плохо растворимый в воде, является сильным окислителем. Оксид азота(I) получают термическим разложением нитрата аммония:



В атмосфере N_2O горят лучина, сера и красный фосфор:



Оксид азота(II) NO – бесцветный газ, плохо растворимый в воде, на воздухе практически мгновенно окисляется до NO_2 . Оксид азота(II) получают при взаимодействии меди с ~30 %-ным раствором азотной кислоты:



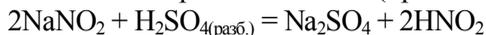
Оксид азота(III) N_2O_3 (азотистый ангидрид) – жидкость голубого цвета, устойчивая при температурах ниже -10°C ; при низких температурах взаимодействует с водой с образованием слабой азотистой кислоты HNO_2 . Азотистая кислота неустойчива, существует при низкой температуре только в растворе. В водном растворе HNO_2 при низких температурах устанавливается равновесие:



вследствие которого ее раствор окрашивается в голубой цвет, присущий оксиду азота(III). При повышении температуры азотистая кислота и оксид азота(III) диспропорционируют:

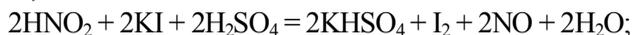


Получают азотистую кислоту вытеснением из растворов солей (нитритов) разбавленной серной кислотой (при $T < 4^\circ\text{C}$):

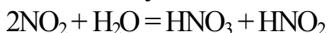


Соли азотистой кислоты – нитриты – более устойчивы термически и могут быть выделены в свободном состоянии.

Азотистая кислота и нитриты проявляют как свойства восстановителей, так и окислителей:



Оксид азота(IV) NO_2 – бурый легкосжижающийся газ, растворяется в воде с образованием двух кислот:



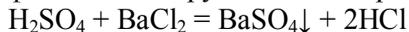
В степени окисления +5 азот входит в состав азотной кислоты – HNO_3 . Концентрированная азотная кислота окисляет большинство металлов и некоторые неметаллы. При нагревании красного фосфора с концентрированной азотной кислотой образуется ортофосфорная кислота:



Сера окисляется концентрированной азотной кислотой до H_2SO_4 :



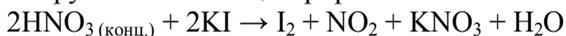
Доказательством существования фосфат-ионов служит реакция с молибдатом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, в результате которой образуется ярко-желтый осадок гетерополисоединения $(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{42}]$. Присутствие сульфат-иона обнаруживается по реакции:



Так как в продуктах восстановления азотной кислоты всегда присутствует NO_2 , его отделяют пропусканием продуктов реакции через раствор щелочи:



Для сравнения окислительной способности концентрированной и разбавленной азотной кислоты используется стандартная реакция с KI (с KI реагирует только концентрированная азотная кислота):

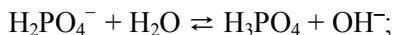


Фосфор образует несколько полиморфных модификаций: белый, красный и черный фосфор.

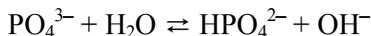
Белый фосфор состоит из молекул P_4 . Это прозрачное, химически очень активное вещество, которое загорается на воздухе даже при незначительном нагревании. Красный фосфор имеет полимерное строение и вид мелких кристаллов красно-фиолетового цвета. По сравнению с белым красный фосфор химически более инертен. Черный фосфор в лабораторной практике не используется.

Одно из важнейших соединений фосфора – ортофосфорная (чаще называемая просто фосфорной) кислота H_3PO_4 . Это слабая трехосновная кислота (константы диссоциации H_3PO_4 приведены в табл. 3 Приложения). При замещении одного, двух или трех протонов ортофосфорная кислота образует соответственно дигидрофосфаты, гидрофосфаты и фосфаты. Из ортофосфатов и гидрофосфатов растворимы только производные щелочных металлов и аммония. Дигидрофосфаты всех металлов и аммония растворимы в воде.

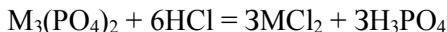
Гидролиз растворимых в воде солей фосфорной кислоты протекает неодинаково. Так, растворы дигидрофосфатов (KH_2PO_4) имеют слабокислую среду, так как их pH определяется не только процессом гидролиза аниона H_2PO_4^- , но и процессом диссоциации дигидрофосфат-иона H_2PO_4^- :



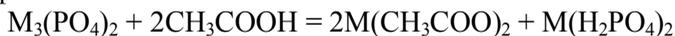
Очевидно, что при гидролизе дигидрофосфата второй процесс преобладает. Растворы гидрофосфатов имеют слабощелочную среду, а ортофосфатов – сильнощелочную:



Фосфаты щелочноземельных металлов растворимы в кислотах. При действии на них сильных кислот образуется ортофосфорная кислота:



При действии слабых кислот образуются растворимые дигидрофосфаты:



Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение и свойства аммиака

Опыт проводится под тягой! Поместите в фарфоровый тиглек по 2-3 микрошпателя соли аммония (NH_4Cl или $(NH_4)_2SO_4$) и гашеной извести $Ca(OH)_2$. Стеклопалочкой тщательно перемешайте смесь и перенесите ее в сухую пробирку. Отметьте запах аммиака. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку, заполненную водой на 1/4 объема. Смесь слегка нагрейте пламенем горелки, пропуская аммиак в воду 2-3 минуты. Пробирку с полученным раствором аммиака закройте пробкой и оставьте для следующего опыта, а к отверстию отводной трубки поднесите полоску универсальной индикаторной бумаги, смоченную дистиллированной водой, и по ее посинению убедитесь в том, что аммиак выделяется.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения и объясните их.
2. Напишите уравнения реакций: а) получения аммиака; б) взаимодействия аммиака с водой. О чем свидетельствует окрашивание универсальной индикаторной бумаги в растворе аммиака?

Опыт 2. Смещение равновесия в водном растворе аммиака

Полученный в опыте 1 раствор аммиака разделите на две пробирки (обратите внимание на характерный запах аммиака). В одну из пробирок добавьте каплю фенолфталеина, отметьте окраску раствора. Внесите в раствор 3-4 микрошпателя хлорида аммония и перемешайте. Как изменилась интенсивность окраски раствора? Почему? Во вторую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфата алюминия (отметьте исчезновение запаха аммиака).

Вопросы и задания

1. Напишите схему равновесия в водном растворе аммиака. Какие частицы (молекулы и ионы) находятся в равновесии?
2. Напишите уравнения (в молекулярной, полной и краткой ионно-молекулярной формах) реакций взаимодействия сульфата алюминия с гидроксидом аммония.
3. Укажите, в каком направлении смещается равновесие в растворе аммиака при добавлении избытка сульфата алюминия? Как при этом изменяется концентрация компонентов равновесной системы: OH^- , NH_4^+ , NH_3 ?

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака

Опыт проводится под тягой! Возьмите две пробирки. В первую налейте ~1 мл иодной воды, а во вторую ~1 мл 0,01 моль/л раствора KMnO_4 . В обе пробирки добавьте по ~0,5 мл концентрированного (25%-ного) раствора аммиака. Полученную смесь в каждой пробирке слегка подогрейте. Отметьте изменение окраски раствора. О чем это свидетельствует?

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения и объясните их.
2. Напишите уравнения реакций, считая, что аммиак в них окисляется до свободного азота, а марганец восстанавливается до четырехвалентного состояния. Составьте уравнения полуреакций, подберите коэффициенты.

Опыт 4. Азотистая кислота и ее соли

Опыт проводится под тягой!

4.1. Получение азотистой кислоты взаимодействием нитрита калия с серной кислотой. Приготовьте в химическом стакане охлаждающую смесь из льда и поваренной соли. Налейте в пробирку 8-10 капель 1 моль/л раствора H_2SO_4 и поместите ее в стакан с охлаждающей смесью. Добавьте в пробирку микрошпатель нитрита натрия или калия. Отметьте появление в растворе голубой окраски азотистого ангидрида N_2O_3 . Выньте пробирку из охлаждающей смеси, через некоторое время наблюдайте образование бурого газа над раствором.

4.2. Взаимодействие нитрита калия с иодидом калия. В пробирку внесите 5-6 капель раствора иодида калия, 2-3 капли разбавленного раствора H_2SO_4 и 4-5 капель раствора или несколько

кристалликов нитрита калия. Отметьте изменение окраски раствора и выделение газа.

4.3. Взаимодействие нитрита калия с перманганатом калия. В пробирку с 4-5 каплями раствора перманганата калия добавьте 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора или несколько кристалликов нитрита калия. Отметьте изменение окраски раствора (в чем причина этого изменения?).

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций: а) взаимодействия нитрита калия с серной кислотой; б) разложения получившейся азотистой кислоты; в) распада азотистого ангидрида.
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрита калия с иодидом калия в кислом растворе, учитывая, что одним из продуктов реакции является молекулярный азот. Составьте уравнения полуреакций окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель.
3. Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрита калия с перманганатом калия в кислом растворе, учитывая, что марганец восстанавливается до Mn^{2+} . Составьте уравнения полуреакций окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель.
4. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах нитритов и азотистой кислоты. Дайте этому объяснение.

Опыт 5. Окислительные свойства азотной кислоты

Возьмите две пробирки. В первую внесите ~ 0,5 мл концентрированной азотной кислоты, во вторую ~1 мл раствора разбавленной азотной кислоты (плотность 1,12 г/см³), в обе пробирки поместите по небольшому кусочку медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогрейте. Наблюдайте происходящее в обеих пробирках на белом фоне. Отметьте различие в протекании реакций. Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй?

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакции?

Опыт 6. Получение солей ортофосфорной кислоты и изучение их растворимости

В 3 пробирки налейте по 8-10 капель раствора CaCl_2 . В первую пробирку добавьте столько же раствора дигидрофосфата натрия, во вторую – гидрофосфата натрия, в третью – сначала 3-5 капель гидроксида аммония, а затем - гидрофосфата натрия.

Полученные осадки CaHPO_4 и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ отцентрифугируйте и слейте с них растворы. Каждый осадок разделите на 2 части и испытайте на растворимость в разбавленной (~ 2 моль/л) соляной и уксусной кислотах.

Вопросы и задания

1. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций, протекающих в каждой пробирке. Назовите соли, выпавшие в осадок.
2. Объясните растворение осадков в соляной и уксусной кислотах. Для ответа воспользуйтесь значениями констант диссоциации фосфорной и уксусной кислот и ПР соответствующих фосфатов (табл. 4 и 5 Приложения).

Опыт 7. Определение pH растворов фосфатов натрия

Возьмите три пробирки. Налейте в них по ~1 мл 0,1 моль/л растворов Na_3PO_4 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 . В каждом растворе определите характер среды (pH) с помощью полоски универсальной индикаторной бумаги.

Вопросы и задания

1. Укажите pH растворов.
2. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций, которые определяют pH исследуемых растворов фосфатов. Объясните различие pH при гидролизе средних и кислых солей ортофосфорной кислоты.

Вопросы и задания к лабораторной работе 6

1. Каков состав продуктов, образующихся при прокаливании а) нитрата натрия и б) нитрата меди в) нитрита аммония? Приведите уравнения реакций, подберите коэффициенты. Укажите, какие из этих веществ используются для получения азота в лаборатории?

2. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. Укажите условия их протекания.

Хлорид аммония → аммиак → оксид азота(II) → азотная кислота → нитрат аммония.

3. Какой объем 0,5 моль/л раствора щелочи NaOH потребуется для взаимодействия с солью аммония, чтобы получить 1 л аммиака (условия нормальные)? Какой будет массовая доля (%) NH₃ в растворе, если выделившийся газ растворить в 1 л воды?

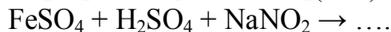
4. Какую реакцию среды будут иметь растворы солей: нитрата натрия, нитрата аммония, нитрита натрия, нитрита аммония? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза этих солей.

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия азотной кислоты с цинком и алюминием. От чего зависит состав продуктов восстановления азотной кислоты? Почему при взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой аммиак не выделяется в виде газа?

6. В промышленности фосфорную кислоту получают из природного фосфорита (ортофосфата кальция, содержащего нерастворимые примеси) путем обработки руды серной кислотой. Напишите уравнение реакции и определите, какой объем (л) 60 %-ного раствора H₃PO₄ (ρ = 1426 г/л) можно получить из 800 кг фосфорита, содержащего 25 % (по массе) примесей.

7. Приведите уравнение реакции лабораторного способа получения фосфорной кислоты из красного фосфора и концентрированной азотной кислоты. Какие соли фосфорной кислоты используются в качестве удобрений?

8. Допишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и подберите коэффициенты методом полуреакций:



После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

– наиболее характерные степени окисления азота и фосфора,

- состав оксидов азота и фосфора, их кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства;
- какие равновесия устанавливаются в водных растворах аммиака, азотистой и ортофосфорной кислот;
- какие процессы определяют рН растворов солей аммония, ортофосфатов, гидрофосфатов и дигидрофосфатов щелочных металлов;
- изменение окислительно-восстановительных свойства соединений азота при изменении его степени окисления от -3 до $+5$, примеры соединений, которые являются а) только восстановителями, б) только окислителями, в) окислителями и восстановителями;
- различия в окислительных свойствах концентрированной и разбавленной азотной кислоты;
- примеры растворимых и нерастворимых солей ортофосфорной кислоты;

и уметь:

- кратко характеризовать физические свойства азота и фосфора и их соединений;
- приводить примеры реакций, характеризующих восстановительные свойства аммиака; окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты и нитритов; окислительные свойства азотной кислоты;
- приводить примеры реакций, характеризующих кислотнo-основные свойства оксидов азота и фосфора;
- записывать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза нитритов, фосфатов, солей аммония.

Лабораторная работа 7

ХИМИЯ НЕКОТОРЫХ *s*-, *p*-, *d*-МЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы – изучение кислотнo-основных и окислительно-восстановительных свойств *s*-, *p*-, *d*-металлов, их оксидов, гидрок-

сидов, солей, закономерностей изменения этих свойств по периодам и группам периодической системы элементов.

В главных подгруппах I и II групп периодической системы расположены *s-элементы*, относящиеся в свободном состоянии к типичным металлам.

Металлы I группы главной подгруппы – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – так называемые *щелочные металлы*, принадлежат к числу наиболее активных в химическом отношении элементов. Электронная конфигурация валентного уровня соответствует формуле ns^1 .

Большие атомные радиусы этих элементов, низкие потенциалы их ионизации свидетельствуют о слабой связи единственного *s*-электрона внешнего уровня с ядром атома. Этим обусловлена ярко выраженная восстановительная активность всех щелочных металлов. Они образуют однозарядные катионы M^+ .

Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Лишь немногие соли малорастворимы. К ним относятся соли калия, рубидия и цезия с большими анионами: перхлоратом ClO_4^- , гексанитрокобальтатом(III) $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ и некоторыми другими.

Литий довольно сильно отличается по свойствам от остальных элементов IA группы. По химическому поведению он в ряде случаев больше похож на магний, чем на свои более тяжелые аналоги. Например, фосфат, фторид и карбонат лития малорастворимы в воде, как и соответствующие соли магния. Такое поведение лития обусловлено малым радиусом иона Li^+ . В связи с этим отношение заряда его иона к радиусу близко к аналогичной величине для иона Mg^{2+} .

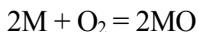
Соли металлов IA группы окрашивают пламя в различные цвета. Характерное окрашивание пламени является качественной реакцией на *s*-металлы.

Металлы II группы главной подгруппы – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Их (кроме Be и Mg) называют *щелочноземельными металлами*.

На внешнем уровне атомов этих элементов имеется по два спаренных *s*-электрона, которые при возбуждении атомов разъединяются и обуславливают валентность элементов, равную двум. Степень окисления этих металлов во всех соединениях +2. Для перево-

да *s*-электрона на *p*-подуровень требуется энергия, поэтому металлы IIА группы менее активны, чем щелочные металлы, радиусы их атомов несколько меньше, а потенциалы ионизации выше.

Все элементы IIА группы реагируют с кислородом, образуя, соответствующие оксиды:



Кальций, стронций и барий взаимодействуют с водой при обычных условиях, выделяя водород:

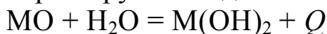


Магний взаимодействует с водой только при нагревании. Помимо прямого взаимодействия с кислородом, оксиды металлов можно получить прокаливанием соответствующих карбонатов:



Термическая устойчивость карбонатов возрастает в ряду $MgCO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow SrCO_3 \rightarrow BaCO_3$.

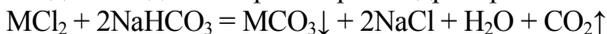
Оксиды щелочноземельных элементов и магния обладают основными свойствами и реагируют с водой с выделением теплоты:



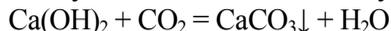
Оксид магния реагирует с водой очень медленно.

Сила оснований $M(OH)_2$, а также их растворимость повышается от $Mg(OH)_2$ к $Ba(OH)_2$.

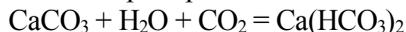
Соли, образованные катионами металлов IIА группы с двух- и трехзарядными анионами кислородсодержащих кислот, плохо растворимы в воде. Растворимость карбонатов настолько мала, что они осаждаются даже из растворов гидрокарбонатов:



На реакции образования карбоната кальция основано количественное определение углекислого газа в воздухе:



При избытке углекислого газа осадок растворяется из-за образования растворимого гидрокарбоната:



Растворимость сульфатов уменьшается в ряду $MgSO_4 \rightarrow CaSO_4 \rightarrow SrSO_4 \rightarrow BaSO_4$ по мере увеличения размеров ионов металла.

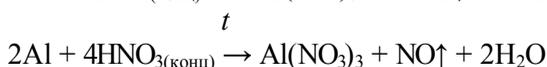
Соли металлов IIА группы, как и *s*-металлов IA, окрашивают пламя в характерные цвета.

При переходе от *s*-металлов к *p*-металлам отмечается увеличение числа электронов на внешнем уровне (до 3-4). За счет заполнения *p*-подуровня происходит снижение восстановительной способности элементов и ослабление типичных металлических свойств: мягкости, легкоплавкости.

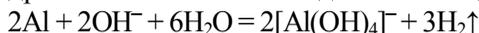
Алюминий – один из элементов IIIА группы, имеет электронную конфигурацию внешнего уровня $3s^23p^1$, в своих соединениях обычно трехвалентен.

Алюминий очень легкий серебристый металл. В ряду напряжений он стоит намного левее водорода ($E^0 = -1,663$ В), поэтому следует ожидать, что он будет взаимодействовать с водой, разбавленными растворами кислот и растворами солей металлов, имеющих больший стандартный электродный потенциал. Однако на практике металлический алюминий довольно пассивен. Это связано с образованием на его поверхности тонкой, но очень плотной оксидной пленки Al_2O_3 , которая препятствует дальнейшему окислению металла. Вследствие этого реакции алюминия с растворами кислот и солей идут не сразу, а только после разрушения оксидной пленки.

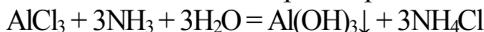
Концентрированные холодные серная H_2SO_4 и азотная HNO_3 кислоты пассивируют алюминий. При нагревании пассивация снимается, и протекают следующие реакции:



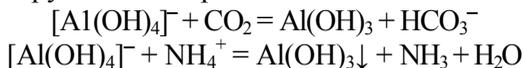
С водными растворами щелочей алюминий реагирует с образованием гидроксокомплексов и выделением водорода:



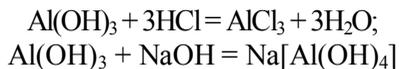
Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ в виде белого студенистого осадка получается при действии аммиака на растворы солей алюминия:



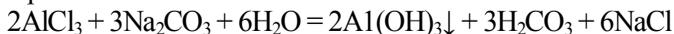
или при разрушении гидроксоалюминатов:



Гидроксид алюминия амфотерен и растворяется и в кислотах, и в щелочах:



Гидроксид алюминия обладает адсорбционными свойствами. Соли алюминия и слабых кислот (сульфиды, карбонаты) невозможно получить по обменным реакциям в водных растворах из-за их полного гидролиза. Результатом таких реакций является образование гидроксида алюминия и слабой кислоты, например:



Олово и свинец относятся к элементам IVА группы и входят в подгруппу германия. Электронная конфигурация внешнего уровня этих элементов соответствует формуле ns^2np^2 . В главной подгруппе IV группы, как и в других главных подгруппах, способность элементов проявлять степень окисления, равную номеру группы, падает с увеличением порядкового номера элемента. Так, у германия наиболее устойчива степень окисления +4, а у свинца - +2. Соединения олова в степени окисления +2 являются сильными восстановителями. Восстановительные свойства соединений свинца(II) выражены намного слабее.

Олово и свинец в ряду напряжений находятся непосредственно перед водородом, поэтому в разбавленных серной и соляной кислотах растворяются очень медленно. Растворимость свинца затрудняется также образованием на его поверхности малорастворимых солей PbSO_4 и PbCl_2 .

В концентрированной соляной кислоте олово и свинец растворяются с образованием хлоридных комплексов:



Концентрированная серная кислота реагирует с оловом и свинцом. При взаимодействии со свинцом вместо нерастворимого сульфата свинца образуется растворимый гидросульфат $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$:

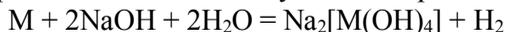


С разбавленной азотной кислотой олово и свинец взаимодействуют по реакции:

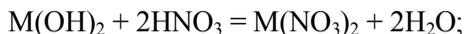


Свинец пассивируется холодной концентрированной азотной кислотой.

Олово и свинец реагируют с концентрированными растворами щелочей с образованием соответствующих гидроксокомплексов:



Гидроксиды олова(II) и свинца(II) проявляют амфотерные свойства:



Большинство солей Pb(II) и Sn(II) нерастворимы в воде, растворимые соли легко подвергаются гидролизу с образованием основных солей.

Соединения олова(II) являются сильными восстановителями как в кислой, так и в щелочной среде, восстановительные свойства соединений свинца(II) выражены намного слабее. Соли кислородсодержащих кислот для олова(II) и свинца(II) мало характерны.

Соединения олова(IV) и свинца(IV) являются окислителями, окислительная способность свинца(IV) существенно выше, чем олова(IV). Оксид свинца Pb₃O₄ (свинцовый сурик) – вещество красно-оранжевого цвета, может быть представлен как соль Pb₂PbO₄, в которой свинец присутствует в двух степенях окисления.

Элементы побочных подгрупп периодической системы относятся к *d*-семейству. Их называют **переходными металлами**. Валентные электроны атомов этих элементов расположены на внешнем *ns*- и предвнешнем $(n-1)d$ -подуровнях. В основном состоянии электронную конфигурацию предвнешнего и внешнего слоя можно представить в виде общей формулы: $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$.

Элементы от скандия до цинка называются *3d-элементами*, или *первым рядом переходных металлов*, от иттрия до кадмия и от лантана до ртути – *4d-* и *5d-элементами*, или *вторым* и *третьим рядами* переходных металлов. Все простые вещества, образуемые *d*-элементами, по *физическим свойствам* являются типичными металлами. Их химическая активность падает в соответствующей группе периодической системы сверху вниз.

Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Переходные металлы проявляют разнообразные степени окисления (с.о.).

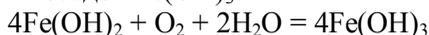
Большинство этих металлов (кроме Co, Ni, Rh, Pd, Ir и Pt) образуют соединения, в которых их высшая степень окисления равна полному числу валентных электронов, т.е. номеру группы.

У элемента первого ряда – скандия устойчива только одна с.о. (+3), равная номеру группы. У титана устойчива с.о. (+4), соответствующая числу валентных электронов. Для ванадия наиболее устойчиво состояние +4, для хрома +3, марганец наиболее устойчив в четырехвалентном состоянии. Для остальных *3d*-элементов наиболее характерны степени окисления +3 и +2. Степень окисления +2 проявляют в своих соединениях почти все *d*-металлы.

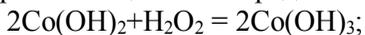
В ряду Fe-Co-Ni-Cu устойчивость с.о. +3 падает. Соединения железа(III) более устойчивы и заметных окислительных свойств не проявляют. Кобальт в степени окисления +3 – сильнейший окислитель.

Устойчивость степени окисления +2 у *d*-элементов четвертого периода от марганца до никеля отражается в изменении свойств их гидроксидов. Осадки гидроксидов Mn(OH)₂, Fe(OH)₂, Co(OH)₂ и Ni(OH)₂ изменяют свою окраску под действием различных окислителей.

Гидроксид двухвалентного железа светло-голубого цвета легко окисляется кислородом воздуха, образуя сначала зеленые (при небольшом содержании Fe³⁺) смешанные гидроксиды железа(II) и (III), а затем бурый осадок Fe(OH)₃:



Окисление Co(OH)₂ (он может быть розовым или светло-синим в зависимости от модификации) медленно идет под воздействием кислорода воздуха и быстро – при реакции с пероксидом водорода или бромной водой. Зеленый Ni(OH)₂ окисляется до черного Ni(OH)₃ только при взаимодействии с наиболее сильным окислителем, например, бромом в щелочной среде:



Для железа известно большое количество солей и комплексных соединений, в которых оно проявляет с.о. +3. Кобальт в степени окисления +3 устойчив только в составе комплексных ионов и труднорастворимых осадков. Простые соли Co³⁺ очень неустойчи-

вы и являются сильными окислителями. Соединения никеля(III) и меди(III) единичны.

Для элементов второго и третьего рядов переходных металлов высшие степени окисления более устойчивы.

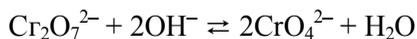
Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-металлов в значительной мере определяются степенью окисления металла.

Оксиды *d*-элементов со степенью окисления +2 чаще всего являются основными, а соответствующие им гидроксиды – основаниями. Исключения составляют гидроксиды цинка и меди, которые проявляют амфотерные свойства и при растворении в щелочах образуют гидросокомплексы состава $[M(OH)_4]^{2-}$:



Оксиды и гидроксиды элементов в с.о. +3 проявляют либо слабые основные свойства (Sc_2O_3 , Ti_2O_3 , V_2O_3 , Fe_2O_3), либо амфотерные (Cr_2O_3). Большинство оксидов и гидроксидов элементов в степени окисления +4 амфотерны (TiO_2 , MnO_2 , VO_2).

В степенях окисления +5 и выше оксиды и гидроксиды переходных металлов чаще всего являются кислотными (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7). Оксидам хрома(VI) и марганца(VII) соответствуют сильные кислоты: хромовая H_2CrO_4 и марганцевая $HMnO_4$. В растворах солей хромовой кислоты устанавливается равновесие, которое легко смещается при добавлении кислот или щелочей:

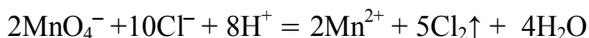
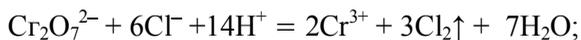


Поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье в кислых растворах производные хрома(VI) существуют в виде дихроматионов $Cr_2O_7^{2-}$ (оранжевая окраска), а в щелочных – в виде хроматионов CrO_4^{2-} (желтый цвет).

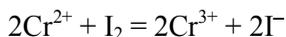
Окислительно-восстановительные свойства соединений определяются относительной устойчивостью степеней окисления элемента. Как правило, у соединений *3d*-элементов устойчивость одной из степеней окисления существенно преобладает над остальными.

Соединения, в которых степень окисления данного элемента превышает наиболее стабильную, проявляют окислительные свой-

ства. Например, соединения хрома и марганца в высшей степени окисления +6 и +7 восстанавливаются до хрома(III) и марганца(II) соответственно:



Соединения, в которых степень окисления элемента ниже наиболее устойчивой, проявляют восстановительные свойства. Например, соединения хрома(II) являются сильными восстановителями:



Многие *d*-металлы весьма интересны в биохимическом отношении. Большое значение для живых организмов имеют металлы триады железа: организм взрослого человека содержит ~ 4 г Fe, из которых почти 60 % входит в состав гемоглобина. Основной функцией этой доли железа является связывание молекулярного кислорода и перенос его в ткани. В тканях железо в составе органических соединений катализирует процессы дыхания в клетках. Биологическая роль кобальта связана главным образом с кроветворением. Марганец имеется в организмах всех растений и животных. Содержание его обычно не превышает тысячных долей процента, но иногда бывает значительно выше. В организме человека больше всего марганца (до 0,0004 %) содержится в сердце, печени и надпочечниках. В избыточных количествах, по сравнению с нормой, марганцовые соединения действуют как яды, вызывая хроническое отравление. Проявляется оно в различных расстройствах нервной системы, причем болезнь развивается очень медленно. Небольшие добавки соединений марганца к обычным удобрениям заметно повышают урожайность картофеля, кукурузы, сахарной свеклы и др.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Натрий и его соли

1.1. Взаимодействие натрия с водой. Налейте в тигель дистиллированной воды до 1/4 объема и поставьте его под тягу. Достаньте из банки с керосином с помощью пинцета маленький кусочек металлического натрия (не касайтесь металла руками!), положите

его на фильтровальную бумагу, промокните и внесите в тигель с водой. Отметьте выделение газа (какого?). После окончания реакции в полученный раствор добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Наблюдайте изменение окраски индикатора. Чем оно обусловлено?

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Запишите уравнение реакции взаимодействия натрия с водой. Укажите окислитель и восстановитель.
3. Какой из металлов – натрий или калий – должен реагировать с водой более энергично? Ответ поясните.

1.2. Термическое разложение гидрокарбоната натрия. Поместите в тигель 3-4 микрошпателя порошка гидрокарбоната натрия. Прокалите содержимое тигля пламенем горелки в течение 10 мин. Охладите тигель на воздухе, затем внесите в него 12-15 капель дистиллированной воды. Перемешайте раствор стеклянной палочкой и разделите его на две пробирки.

Докажите, что в растворе находится соль угольной кислоты. Для этого в одну из пробирок добавьте 3-4 капли разбавленной соляной кислоты и наблюдайте выделение пузырьков газа (какого?).

К раствору в другой пробирке прибавьте нейтральный раствор лакмуса. Сравните окраску исходного раствора лакмуса с окраской лакмуса в растворах карбоната и гидрокарбоната натрия (растворы этих солей возьмите из штатива с реактивами). По окраске лакмуса определите, какая соль образуется при термическом разложении гидрокарбоната натрия.

Вопросы и задания

1. Опишите проделанную работу.
2. Напишите уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия при нагревании.

Опыт 2. Кальций, соли кальция и других щелочноземельных металлов

2.1. Взаимодействие кальция с водой. Налейте в тигель дистиллированной воды до 1/4 объема. Внесите в него пинцетом очень маленький кусочек металлического кальция. Наблюдайте выделение газа (какого?) и помутнение воды (почему?). Докажите образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия кальция с водой. Укажите окислитель и восстановитель.
2. Растворим ли образующийся гидроксид кальция в воде? Какова сила этого основания? Ответ поясните.
3. Как называется раствор гидроксида кальция в воде?

2.2. Осаждение карбонатов щелочноземельных металлов. Получите осадки карбонатов кальция, стронция и бария, добавив к 3-4 каплям раствора соли каждого металла несколько капель раствора гидрокарбоната натрия. Испытайте отношение полученных карбонатов к разбавленному раствору (2 моль/л) соляной кислоты. Соляную кислоту добавляйте осторожно по каплям.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций получения карбонатов и их растворения в кислоте. Объясните, почему карбонаты растворяются в соляной кислоте.
3. Сравните растворимость карбонатов щелочноземельных элементов, используя значения ПР (табл. 4 Приложения).

Опыт 3. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов

Перед началом работы петлю нихромовой проволоочки, впаянной в стеклянную палочку, обмакните в концентрированную соляную кислоту, небольшой объем которой заранее налейте в стаканчик. Затем прокалите проволочку в пламени горелки (для очищения от примесей) до тех пор, пока цвет пламени не перестанет изменяться.

Очищенную проволочку опустите в насыщенный раствор хлорида щелочного или щелочноземельного металла и на петле проволочки внесите каплю раствора в пламя горелки. Отметьте цвет пламени. Перед каждым опытом промывайте проволочку в концентрированной соляной кислоте и прокаливайте.

Выполните опыт с солями натрия, калия, кальция, стронция и бария. Результаты запишите в таблицу.

Катион металла	Окраска пламени
Натрий	
Калий	
Кальций	
Стронций	
Барий	

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Для каких целей можно использовать свойство солей щелочных и щелочноземельных металлов окрашивать пламя?

Опыт 4. Свойства алюминия и гидроксида алюминия

4.1. Взаимодействие алюминия с кислотами. В три пробирки положите по маленькому кусочку алюминия и добавьте по 5-8 капель концентрированных растворов кислот: в первую пробирку - соляной, во вторую - серной, в третью - азотной. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Нагрейте пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание?

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с концентрированными кислотами HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , учитывая, что при нагревании HNO_3 восстанавливается в основном до NO_2 , а серная кислота на холоду - до сернистого газа и при нагревании - частично до свободной серы.

4.2. Взаимодействие алюминия со щелочами. В пробирку поместите маленький кусочек алюминия и добавьте 5-8 капель 2 моль/л

раствора едкого натра. Нагрейте пробирку на водяной бане. Отметьте выделение газа (какого?).

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения. Напишите уравнение реакции растворения алюминия в растворе NaOH.
2. Объясните отсутствие реакции между алюминием и водой. Почему растворение происходит при добавлении к воде раствора щелочи?

4.3. Получение и свойства гидроксида алюминия. В две пробирки внесите 4-5 капель раствора соли алюминия и такой же объем раствора аммиака до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавьте разбавленный раствор HCl, в другую – раствор NaOH. Отметьте растворение осадков в обоих случаях.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с растворами соляной кислоты и NaOH. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.
2. Напишите схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия. Как изменяется концентрация ионов Al^{3+} и $[Al(OH)_4]^-$ при добавлении кислоты и при добавлении щелочи?

Опыт 5. Соединения d-металлов

5.1. Получение гидроксидов 3d-металлов в низшей степени окисления (+2) и сравнение устойчивости данной степени окисления. В пять пробирок налейте по ~10 капель растворов солей: в первую – Mn^{2+} , во вторую – Fe^{2+} , в третью – Co^{2+} , в четвертую – Ni^{2+} , в пятую – Cu^{2+} . Во все пробирки прилейте такой же объем 1 моль/л раствора NaOH и наблюдайте выпадение осадков гидроксидов марганца(II), железа(II), кобальта(II), никеля(II), меди(II). Отметьте цвет полученных осадков.

Осадки $Mn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ взболтайте и установите, изменяются ли их цвета под действием кислорода воздуха.

Осадки гидроксидов, цвет которых не изменился, разделите на две пробирки каждый. К одной порции прилейте немного 3%-ного раствора H_2O_2 . Результаты наблюдений занесите в таблицу.

Гидроксид	Цвет гидроксида	Наблюдения после взаимодействия с	
		O ₂ (воздуха)	3% H ₂ O ₂
Mn(OH) ₂			
Fe(OH) ₂			
Co(OH) ₂			
Ni(OH) ₂			
Cu(OH) ₂			

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения. Отметьте изменение цвета осадков.
2. Напишите уравнения реакций: а) образования малорастворимых гидроксидов металлов(II); б) окисления гидроксидов металлов(II).
3. Сделайте вывод об изменении устойчивости степени окисления +2 в ряду Mn-Fe-Co-Ni-Cu.

5.2. Кислотно-основные свойства гидроксидов $M(OH)_2$. Получите осадки гидроксидов марганца(II), железа(II), кобальта(II), никеля(II), меди(II), цинка взаимодействием растворов их солей с раствором щелочи (аналогично опыту 5.1). Разделите каждый осадок на две пробирки. Затем в одну из пробирок добавьте избыток 2 моль/л раствора серной кислоты до растворения осадка. В другую пробирку внесите избыток 6 моль/л раствора щелочи NaOH. Растворы с осадками перемешайте. Отметьте осадки, растворимые в щелочи. Результаты занесите в таблицу.

Гидроксид	Цвет гидроксида	Наблюдения после взаимодействия с раствором	
		H ₂ SO ₄	NaOH
Mn(OH) ₂			
Fe(OH) ₂			
Co(OH) ₂			
Ni(OH) ₂			
Cu(OH) ₂			

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Сделайте вывод о закономерности изменения кислотно-основных свойств гидроксидов 3d-металлов в степени окисления +2 при движении по периоду.

5.3. Зависимость кислотно-основных свойств гидроксидов от степени окисления элемента (на примере соединений хрома). $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляет только основные свойства, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ амфотерен и растворяется в растворах кислот и щелочей, при взаимодействии с раствором щелочи образуются гидроксокомплексы. Гидроксид хрома(VI) является кислотой.

Получение осадка гидроксида хрома(II). Соединения хрома(II) являются сильными восстановителями, поэтому при получении $\text{Cr}(\text{OH})_2$ необходима защита от кислорода воздуха. В пробирку внесите несколько гранул металлического цинка и прилейте 2-3 мл раствора хлорида хрома(III), подкисленного соляной кислотой. Раствор покройте тонким слоем бензина и выдержите несколько минут, пока раствор не приобретет голубую окраску из-за образования CrCl_2 . В другую пробирку поместите 6 капель концентрированного (6 моль/л) раствора NaOH и быстро вылейте в нее раствор, полученный в первой пробирке. Выпавший осадок $\text{Cr}(\text{OH})_2$ взболтайте и разделите полученную взвесь на две пробирки. В одну добавьте 3-4 капли 2 моль/л раствора H_2SO_4 , в другую – 3-4 капли 6 моль/л раствора NaOH .

Для получения осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$ в чистую пробирку налейте 15 капель раствора CrCl_3 и добавьте по каплям разбавленный раствор NaOH до выпадения осадка. Осадок взболтайте и суспензию разделите на две пробирки. В одну добавьте 2 моль/л раствор H_2SO_4 , а в другую – 6 моль/л раствор щелочи NaOH до полного растворения осадков в результате образования гексагидроксохромата(III) натрия.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения. Отметьте цвета растворов и осадков.
2. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Сравните кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома в различных степенях окисления.

5.4. Сравнение устойчивости высшей степени окисления d-металлов четвертого, пятого и шестого периодов. Возьмите две пробирки, в одну из них налейте 5 капель раствора бихромата калия, в другую – столько же раствора вольфрамата натрия. В обе пробирки добавьте по 2 капли разбавленного (2 моль/л) раствора HCl, прилейте раствор KI и несколько капель толуола. Отметьте пробирку, в которой наблюдается выделение йода.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения.
2. Напишите уравнение реакции восстановления $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr^{3+} в присутствии KI.
3. Сделайте вывод об изменении устойчивости степени окисления +6 металлов VIB группы при переходе от хрома к вольфраму.

Вопросы и задачи к лабораторной работе 7

1. Приведите уравнения реакций, показывающих высокую химическую активность щелочных металлов.

2. На примере гидрокарбоната натрия NaHCO_3 покажите, какие два процесса в растворах кислых солей определяют их среду и объясните, почему растворы NaHCO_3 и NaHSO_3 при одинаковых условиях и одной и той же молярной концентрации имеют разные значения pH.

Для ответа используйте данные табл. 5 Приложения. Приведите сокращенные ионно-молекулярные уравнения реакций и

3. Какие соли кальция и магния, присутствующие в природной воде, обуславливают ее временную и постоянную жесткость? В каких единицах выражается жесткость по принятому в России стандарту? Напишите уравнения реакций устранения жесткости воды различными способами.

4. По значению произведения растворимости CaCO_3 при 25°C (табл. 4 Приложения) рассчитайте растворимость (моль/л и г/л) этой соли в воде.

5. Почему для осаждения гидроксида алюминия используется раствор аммиака, а не раствор щелочи? Допишите уравнения следующих реакций: а) $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
б) $\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

6. Какой из оксидов: CrO_3 , MoO_3 , WO_3 растворяется в воде, разлагается при нагревании и является сильным окислителем? Для этого оксида приведите уравнения реакций, характеризующих перечисленные свойства.

7. По каким внешним признакам можно определить, в какой среде происходила реакция восстановления KMnO_4 ? Приведите примеры таких реакций и запишите их уравнения.

8. Безводные соли никеля имеют желтую окраску, а их водные растворы – зеленую, которая меняется на синюю при добавлении раствора аммиака. Чем объяснить эти изменения?

9. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций, подберите коэффициенты методом полуреакций, укажите окислители и восстановители:



После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

– степени окисления щелочных металлов, магния, щелочноземельных металлов, алюминия, их устойчивость к кислороду воздуха;

- растворимость металлов в воде, растворах кислот и щелочей;

– какие оксиды и гидроксиды образуют названные металлы; их кислотно-основные свойства, растворимость в воде;

- способность солей изученных металлов к гидролизу;
- примеры растворимых и нерастворимых солей;
- какие степени окисления проявляют элементы первого ряда переходных металлов (*3d*-элементы); какие из них наиболее устойчивы;
- как изменяется устойчивость высших степеней окисления в подгруппах *d*-металлов сверху вниз? по периоду?
- зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений *d*-металлов от степени окисления металла.

и уметь:

- кратко характеризовать физические и химические свойства щелочных металлов, магния, щелочноземельных металлов, алюминия;
- приводить примеры реакций, отражающих кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов;
- приводить примеры реакций, характеризующих свойства солей;
- составлять полные и краткие электронные формулы атомов и ионов переходных металлов;
- характеризовать кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов первого ряда переходных металлов в различных степенях окисления;
- приводить примеры реакций, подтверждающие окислительные свойства *d*-металлов в высших степенях окисления;
- приводить примеры реакций, подтверждающие восстановительные свойства *d*-металлов в низших степенях окисления.

Лабораторная работа 8

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАНЫМ СОДЕРЖАНИЕМ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Цель работы – освоение операции приготовления растворов с заданной концентрацией из более концентрированного раствора

или из навески твердого вещества; приобретение навыков обращения с мерной посудой.

Растворами называются гомогенные системы переменного состава, содержащие два и более двух компонентов, соотношение между которыми можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности. По характеру агрегатного состояния растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

На практике часто используют жидкие растворы, в которых растворителем является вода, а растворёнными веществами – газы, жидкости или твёрдые вещества. Жидкие растворы, в которых размеры частиц растворенного вещества соизмеримы с размерами атомов и молекул, называют истинными растворами. Такие растворы представляют собой термодинамически устойчивые системы, стабильные во времени.

Содержание растворённого вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными величинами – долями или процентами, либо величинами размерными - концентрациями. Наибольшее применение находят следующие способы выражения содержания вещества в растворе.

Массовая доля (ω) – отношение массы вещества ($m_{\text{в-ва}}$), содержащегося в растворе, к общей массе раствора ($m_{\text{р-ра}}$). Это отношение может быть выражено в долях единицы или в процентах:

$$\omega(\%) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100$$

Массовая доля, выраженная в процентах, соответствует числу граммов растворенного вещества в 100 г раствора.

Молярная концентрация (C) – отношение количества растворённого вещества $n_{\text{в-ва}}$ (моль) к объёму раствора $V_{\text{р-ра}}$ (л) или количеству вещества в 1 л раствора:

$$C = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

Моляльность (m) – отношение количества растворённого вещества $n_{\text{в-ва}}$ (моль) к массе растворителя $m_{\text{р-ля}}$ (кг) или количества вещества в 1 кг растворителя:

$$m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{n_{\text{р-ля}}}$$

Мольная доля (N_i) – отношение количества растворённого вещества $n_{\text{в-ва}}$ или растворителя $n_{\text{р-ля}}$ к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе. В растворе, состоящем из растворителя и единственного растворённого вещества, мольная доля вещества $N_{\text{в-ва}}$ равна:

$$N_{\text{в-ва}} = \frac{n_{\text{в-ва}}}{n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ля}}}$$

Концентрация раствора определяется экспериментально разными методами. Если не требуется большой точности, то концентрацию можно определить по плотности раствора и справочным таблицам плотности. Для точного определения концентрации используют метод титрования.

В лабораторной практике для приготовления растворов в качестве исходных растворов MgSO_4 яемых веществ используют твердые вещества или их концентрированные растворы и растворитель – чаще всего вода. Необходимую массу твердого вещества взвешивают на теххимических или аналитических весах, а объем воды или разбавляемого раствора измеряют с помощью мерной посуды.

Ниже приведены примеры расчетов массы твердого вещества или объема концентрированного раствора, необходимых для приготовления определенного объема раствора с заданным содержанием растворенного вещества.

Пример 1. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 250 мл 6 %-ного раствора MgSO_4 с плотностью 1,060 г/мл.

Решение. Масса 250 мл 6 %-ного раствора MgSO_4 будет составлять $1,060 \cdot 250 = 265$ г. В этом растворе должно содержаться 6 % безводной соли, т.е. $265 \cdot 0,06 = 15,9$ г. Массу $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (молярная масса 246 г/моль), содержащую 15,9 г MgSO_4 (молярная масса 129 г/моль) можно найти из пропорции:

$$\begin{array}{r} 265 \text{ г } \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} - 120 \text{ г } \text{MgSO}_4 \\ x \text{ г} \quad \quad \quad - 15,9 \text{ г} \end{array}$$

$$x = \frac{265 \cdot 15,9}{120} = 35,1 \text{ г.}$$

Пример 2. Рассчитайте объем серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96 % и плотностью 1,84 г/мл, необходимый для приготовления 200 мл 15 %-ного раствора H_2SO_4 с плотностью 1,10 г/мл.

Решение. Найдем массу 200 мл 15 %-ного раствора H_2SO_4 : $1,10 \cdot 200 = 220$ г. Масса вещества H_2SO_4 в этом растворе составит: $220 \cdot 0,15 = 33,0$ г. Рассчитаем массу исходного 96 %-ного раствора, содержащего 33,0 г H_2SO_4 : $(33,0 : 96) \cdot 100 = 34,375$ г. Объем исходного раствора будет равен $34,375 : 1,84 = 18,7$ мл.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей CuSO_4 из кристаллического медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Получите у преподавателя задание и рассчитайте массу кристаллической соли $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, которая потребуется для приготовления раствора заданного объема с заданной массовой долей CuSO_4 . Взвесьте на весах (с точностью до 0,01 г) в стаканчике для взвешивания рассчитанную навеску соли.

Затем в мерную колбу (см. рис. 8) налейте дистиллированной воды до $\sim 1/3$ ее объема. С помощью воронки (рис. 5) перенесите навеску соли в колбу, остатки вещества в стаканчике и в воронке тщательно смойте в колбу дистиллированной водой из промывалки. При непрерывном перемешивании растворите кристаллы соли. Доведите объем раствора в колбе дистиллированной водой до кольцевой метки на горлышке колбы, добавляя в конце воду из промывалки по каплям. Закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, переворачивая колбу несколько раз вверх дном, при этом придерживая пробку большим пальцем руки. Приготовленный раствор перелейте в цилиндр (заполнив $\sim 3/4$ объема цилиндра) и измерьте ареометром его плотность. Следите, чтобы ареометр при погружении в раствор не касался стенок цилиндра и свободно плавал в жидкости. Показание шкалы ареометра отмечается на уровне поверхности раствора.

По величине измеренной плотности найдите массовую долю CuSO_4 в приготовленном растворе. Для этого воспользуйтесь

справочными данными (табл. 6 Приложения). Постройте по ним график зависимости плотности раствора (ρ) от массовой доли CuSO_4 и по графику определите плотность приготовленного раствора ($\rho_{\text{опыт}}$). Вычислите абсолютную $\Delta\omega$ и относительную $\varepsilon(\%)$ погрешность опыта:

$$\Delta\omega = | \omega_{\text{опыт}} - \omega_{\text{задан.}} | ;$$

$$\varepsilon(\%) = \frac{\Delta\omega}{\omega_{\text{задан.}}} \cdot 100 .$$

Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность и мольную долю CuSO_4 в приготовленном растворе. Результаты расчета занесите в таблицу.

Плотность раствора, г/мл		Массовая доля раствора, %		V_{ρ} -ра, мл	Концентрация приготовленного раствора		
$\rho_{\text{задан}}$	$\rho_{\text{опыт}}$	$\omega_{\text{задан}}$	$\omega_{\text{опыт}}$		Молярная С, моль/л	Моляльность т, моль/кг	Мольная доля, $N_{\text{е-ва}}$

Опыт 2. Приготовление раствора с заданной массовой долей CuSO_4 из более концентрированного раствора

Получите у преподавателя задание – приготовить определенный объем раствора с заданной массовой долей CuSO_4 из имеющегося в лаборатории концентрированного раствора с известной концентрацией и плотностью. Плотность заданного раствора найдите по справочным данным (табл. 6 приложения). При отсутствии значения плотности для заданного раствора найдите его с помощью графика зависимости ρ от ω , построенного по имеющимся справочным данным. Рассчитайте объем концентрированного раствора CuSO_4 , необходимый для приготовления заданного раствора. Расчет проверьте у преподавателя.

Затем в мерную колбу налейте дистиллированной воды ~ на 1/3 ее объема. Отмерьте с помощью небольшого цилиндра рассчитанный объем концентрированного раствора CuSO_4 и через воронку перелейте его в колбу. Смойте капли раствора с воронки в колбу

дистиллированной водой из промывалки и доведите уровень жидкости в колбе до метки на горлышке колбы, добавляя в конце воду из промывалки по каплям. Закройте колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор, переворачивая колбу несколько раз вверх дном, придерживая при этом пробку большим пальцем. Измерьте ареометром плотность приготовленного раствора. Для этого перелейте раствор из колбы в цилиндр (примерно на 3/4 объема) и погрузите в раствор ареометр. Следите, чтобы он не касался стенок цилиндра. Отметьте показание шкалы ареометра на уровне поверхности раствора.

По величине измеренной плотности найдите массовую долю CuSO_4 в приготовленном растворе. Для этого также воспользуйтесь справочными данными (табл. 6 Приложения) или построенным по ним графиком. Вычислите абсолютную - $\Delta\omega$ и относительную - $\varepsilon(\%)$ погрешность приготовления раствора (см. опыт 1). Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность и мольную долю CuSO_4 в приготовленном растворе. Результаты расчета занесите в таблицу (см. предыдущий опыт).

Вопросы и задачи к лабораторной работе 8

1. По каким признакам растворы подразделяются на а) истинные и коллоидные; б) жидкие и твердые; в) насыщенные и ненасыщенные; г) разбавленные и концентрированные?

2. В каком объеме водного раствора хлорида калия с массовой долей 10 % и плотностью $1,063 \text{ г/см}^3$ содержится 2,5 г KCl ?

3. Сколько мл 11 %-ного раствора KOH ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$) потребуется для приготовления 500 мл с концентрацией 0,1 моль/л раствора?

4. Какие из способов выражения концентрации следует выбрать, чтобы она не менялась с изменением температуры?

5. Какое количество растворенного вещества содержится в 500 г раствора фосфорной кислоты, моляльность которого 0,2 моль/кг?

6. Водный раствор H_3PO_4 с массовой долей 30 % имеет плотность 1,18 г/мл. Рассчитайте а) молярную концентрацию; б) моляльность; в) мольную долю растворенного вещества.

7. Для приготовления раствора хлорида кальция молярной концентрации иногда используют 10 %-ный раствор CaCl_2 ($\rho = 1,04$ г/мл) в ампулах. Сколько миллилитров этого раствора необходимо для приготовления 1 л 0,025 моль/л раствора?

После выполнения лабораторной работы

Вы должны знать:

- классификацию растворов по разным признакам;
- способы выражения количественного состава растворов;
- методы приготовления растворов заданной концентрации;
- методы определения концентрации растворов;

и уметь:

- проводить расчет состава растворов любым из известных способов;
- приготавливать растворы заданной концентрации;
- устанавливать точную концентрацию приготовленного раствора.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Некоторые физические постоянные и их размерности

Постоянная	Обозначение	Единицы СИ
Масса единицы атомных масс	<i>a. e. m.</i>	$1,660 \cdot 10^{-27}$ кг
Объем моля идеального газа при нормальных условиях (н.у.)	V_m	$22,4 \cdot 10^{-3}$ м ³ ·моль ⁻¹
Универсальная газовая постоянная	R	$8,314$ Дж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹
Число Авогадро	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Заряд электрона	e	$1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл
Постоянная Планка	h	$6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Скорость света в вакууме	c	$2,9979 \cdot 10^8$ м·с ⁻¹
Соотношения между некоторыми единицами измерения в системе СИ и внесистемными единицами		
Физическая величина	Внесистемная единица измерения	Единица измерения в системе СИ
Длина	Микрон или микрометр (мкм)	$1 \cdot 10^{-6}$ м
	Ангстрем (Å)	$1 \cdot 10^{-10}$ м
Давление	Атмосфера (атм)	$1,013 \cdot 10^5$ Па
	Миллиметр ртутного столба (мм рт.ст.)	133,322 Па
Энергия, работа, количество теплоты	Электронвольт (эВ)	$1,60 \cdot 10^{-19}$ Дж
	Калория (кал)	4,184 Дж
	Килокалория (кал)	4184 Дж
Температура	°С	(°С + 273,16) К

**Стандартные электродные потенциалы E° (В)
в водном растворе**

Элемент	Полуреакция восстановления (окислитель + $n\bar{e}$ = восстановитель)	E° , В
1	2	3
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+ 0,799
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	- 1,700
Cl	$\text{Cl}_{2(\text{r.})} + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+ 1,358
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,494
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,470
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,189
Co	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+ 0,170
	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	- 0,277
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	- 0,740
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	- 0,125
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+ 0,338
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	+ 0,158
F	$\text{F}_{2(\text{r.})} + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	+ 2,866
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	- 0,441
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	- 0,037
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+ 0,771
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	- 0,666
H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_{2(\text{r.})}$	0,00
	$\text{H}_2 + 2\bar{e} = 2\text{H}^-$	- 2,250
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_{2(\text{r.})} + 2\text{OH}^-$	- 0,828
I	$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+ 0,535
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}^-$	+ 1,190
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	- 3,045
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	- 2,370
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	- 1,192
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+ 0,558
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+ 0,621
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,239
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,531
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2,308

1	2	3
Mo	$\text{MoO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{MoO}_2 + 4\text{OH}^-$	-0,772
N	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,244 +0,772 +0,860 +0,930 +1,004
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,710
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,234 +0,784
O	$\text{O}_2 (\text{r.}) + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{O}_2 (\text{r.}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$ $\text{O}_2 (\text{r.}) + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{O}_3 (\text{r.}) + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{O}_2 (\text{r.}) + \text{H}_2\text{O}$	+1,229 +0,401 +0,694 +1,764 +2,075
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$ $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,874 -0,387 -0,276
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$ $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,126 +1,455 +0,304
S	$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$ $\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}_{(\text{p.})}$ $\text{SO}_2 (\text{p.}) + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$ $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{H}_2\text{S}_{(\text{p.})} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	-0,444 +0,144 +0,450 -0,659 +0,302 +0,354 +0,512 +1,961
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$ $\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Sn} + 2\text{OH}^-$	-0,141 +0,154 -0,917
V	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{VO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{V}(\text{OH})_3 + \text{OH}^-$ $\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	+0,958 -0,436 -1,175
W	$\text{WO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{WO}_2 + 4\text{OH}^-$	-0,901
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763

**Общие константы нестойкости ($K_{нест}$) комплексных ионов
(25 °C)**

Комплекс	$K_{нест}$	$pK_{нест} = -\lg K_{нест}$
Аммиачные комплексы		
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	7,03
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,70 \cdot 10^{-6}$	5,11
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,10 \cdot 10^{-33}$	32,51
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4,60 \cdot 10^{-14}$	13,33
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,50 \cdot 10^{-10}$	9,46
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$9,80 \cdot 10^{-9}$	8,72
Гидроксокомплексы		
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$3,16 \cdot 10^{-33}$	32,50
$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$	$3,89 \cdot 10^{-15}$	14,41
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,29 \cdot 10^{-16}$	15,89
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,34 \cdot 10^{-17}$	16,63
Иодидные комплексы		
$[\text{AgI}_2]^-$	$1,80 \cdot 10^{-12}$	11,74
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{-30}$	29,85
$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$3,40 \cdot 10^{-5}$	4,50
Хлоридные комплексы		
$[\text{AgCl}_2]^-$	$5,62 \cdot 10^{-6}$	5,25
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6,03 \cdot 10^{-16}$	15,22
Тиосульфатные комплексы		
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,50 \cdot 10^{-14}$	13,60
$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$6,00 \cdot 10^{-13}$	12,20
Цианидные комплексы		
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,40 \cdot 10^{-20}$	19,85
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,00 \cdot 10^{-37}$	37,00
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{-44}$	44,00
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-31}$	31,00

Таблица 4

Произведение растворимости (ПР) некоторых малорастворимых в воде электролитов (25 °С)

Формула	ПР	Формула	ПР	Формула	ПР
Галогениды		Карбонаты		Оксалаты	
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	BaCO ₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	Ag ₂ C ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-11}$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	MgCO ₃	$7,9 \cdot 10^{-6}$	CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$
PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$	SrCO ₃	$5,3 \cdot 10^{-10}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$			SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
HgI ₂	$2,9 \cdot 10^{-29}$				
Гидроксиды		Сульфиды		Фосфаты	
Al(OH) ₃	$5,7 \cdot 10^{-32}$	Ag ₂ S	$7,2 \cdot 10^{-50}$	Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$
Mg(OH) ₂	$6,8 \cdot 10^{-12}$	CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$
Ca(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-6}$	CuS	$1,4 \cdot 10^{-36}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$3,9 \cdot 10^{-26}$
Sr(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-17}$	FeS	$3,4 \cdot 10^{-17}$	CaHPO ₄	$2,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,4 \cdot 10^{-45}$	Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-3}$
Fe(OH) ₃	$2,8 \cdot 10^{-19}$	MnS	$1,1 \cdot 10^{-13}$	Хроматы	
Mn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-13}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$	Ag ₂ CrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-12}$
Cr(OH) ₃	$7,4 \cdot 10^{-31}$	ZnS	$1,2 \cdot 10^{-25}$	BaCrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$	Сульфаты		SrCrO ₄	$2,2 \cdot 10^{-5}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	PbCrO ₄	$2,8 \cdot 10^{-14}$
Zn(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$	BaSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$		
		CaSO ₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$		
		PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$		
		SrSO ₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$		

Константы диссоциации слабых электролитов (25 °С)

Электролит	Равновесие диссоциации	$K_{дис.}$
Азотистая кислота HNO_2	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$5,13 \cdot 10^{-4}$
Аммония гидроксид NH_4OH	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Вода H_2O	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,82 \cdot 10^{-16}$
Пероксид водорода H_2O_2	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$	$2,6 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота H_2SO_3	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,23 \cdot 10^{-7}$
Сероводородная кислота H_2S	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,05 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,23 \cdot 10^{-13}$
Угольная кислота H_2CO_3	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,27 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,68 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота H_3PO_4	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,24 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,17 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,57 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная кислота HF	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$6,67 \cdot 10^{-4}$
Хромовая кислота H_2CrO_4	$\text{H}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCrO}_4^-$	$2,10 \cdot 10^{-1}$
	$\text{HCrO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$	$3,20 \cdot 10^{-7}$
Цианистоводородная кислота HCN	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,93 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$5,90 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,40 \cdot 10^{-5}$

Таблица 6

Плотность и концентрация водных растворов CuSO_4 (20 °С)

Массовая доля, %	Плотность, г/см ³	Массовая доля, %	Плотность, г/см ³	Массовая доля, %	Плотность, г/см ³
0,5	1,0033	5,0	1,0511	10,0	1,1070
1,0	1,0085	6,0	1,0620	12,0	1,1304
2,0	1,0190	7,0	1,0730	14,0	1,1545
3,0	1,0296	8,0	1,0842	16,0	1,1796
4,0	1,0403	9,0	1,0955	18,0	1,2059

Таблица 7

Растворимость солей и оснований в воде

Катион	Анион							
	OH^-	Cl^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	CH_3COO^-
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Р
Ca^{2+}	М	Р	М	Н	Н	Н	Н	Р
Mg^{2+}	М	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р
Al^{3+}	Н	Р	–	–	Р	Н	–	Р
Cr^{3+}	Н	Р	–	–	Р	Н	–	Р
Fe^{2+}	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Р	–	–	Р	Н	–	Р
Mn^{2+}	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р
Zn^{2+}	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р
Cu^{2+}	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р
Sn^{2+}	Н	Р	Н	Н	Р	Н	–	Р
Pb^{2+}	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Hg^{2+}	-	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Р
Bi^{3+}	Н	-	Н	Н	Р	Н	Н	Р

Атомные радиусы элементов $r_{\text{ков}}$ – радиусы атомов в ковалентных молекулах; $r_{\text{мет}}$ – металлические радиусы атомов для металлических структур
с $kч = 12$

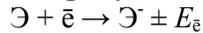
АТОМ	$r_{\text{ков}}, \text{Å}$	АТОМ	$r_{\text{мет}}, \text{Å}$	АТОМ	$r_{\text{мет}}, \text{Å}$
H	0,3	Li	1,56	Sc	1,64
B	0,88	Na	1,89	Y	1,81
C	0,77	K	2,36	La	1,87
Si	1,17	Rb	2,48	Ti	1,46
N	0,70	Cs	2,68	Zr	1,60
P	1,10	Be	1,13	Hf	1,59
As	1,18	Mg	1,60	V	1,34
O	0,66	Ca	1,97	Nb	1,45
S	1,04	Sr	2,15	Ta	1,46
Se	1,14	Ba	2,21	Cr	1,27
Te	1,32	Al	1,43	Mo	1,39
F	0,64	Ga	1,39	W	1,40
Cl	0,99	In	1,66	Mn	1,30
Br	1,14	Tl	1,71	Re	1,37
I	1,33	Sb	1,61	Fe	1,26
He	1,22	Bi	1,82	Ru	1,34
Ne	1,60	Cu	1,28	Os	1,35
Ar	1,92	Ag	1,44	Co	1,25
Kr	1,98	Au	1,44	Rh	1,34
Xe	2,18	Zn	1,39	Ir	1,35
Ra	2,20	Cd	1,56	Ni	1,24
		Hg	1,60	Pd	1,37
				Pt	1,38

Таблица 9

Последовательные энергии ионизации атомов элементов
(кДж/моль)

Элемент	$E_{и1}$	$E_{и2}$	$E_{и3}$	Элемент	$E_{и1}$	$E_{и2}$	$E_{и3}$
H	1312	–	–	Ge	762	1537	3302
Li	520	7298	–	As	947	1798	2735
Be	899	1757	14848	Se	941	2045	2974
B	801	2427	3660	Br	1140	2103	3473
C	1086	2353	4620	Rb	403	2632	3859
N	1402	2856	4578	Sr	549	1064	4207
O	1314	3388	5300	Y	616	1181	1980
F	1681	3374	6041	Zr	660	1267	2218
Na	496	4562	6912	Nb	664	1382	2416
Mg	738	1451	7733	Mo	685	1558	2621
Al	578	1817	2745	Ag	731	2073	3361
Si	786	1577	3231	Cd	868	1631	3616
P	1012	1903	2912	Sn	709	1412	2943
S	1000	2251	3361	Sb	834	1595	2441
Cl	1251	2297	3822	Te	869	1795	2698
K	419	3051	4411	I	1008	1846	3184
Ca	590	1145	4912	Cs	376	2422	–
Sc	631	1235	2389	Ba	503	965	–
Ti	658	1310	2652	La	538	1067	1851
V	650	1413	2828	Hf	642	1438	2248
Cr	653	1592	2987	Ta	761	1560	–
Mn	717	1509	3248	W	770	1710	–
Fe	759	1561	2957	Au	890	1978	–
Co	758	1646	3232	Hg	1007	1810	3300
Ni	737	1753	3393	Tl	589	1971	2878
Cu	745	1958	3554	Pb	716	1450	3081
Zn	906	1733	3833	Bi	703	1610	2466

Таблица 10

Сродство к электрону атомов элементов

($E_{\bar{e}}$ - сродство к электрону, кДж/моль)

Н -67,4							
Li -57,0	Be +18,4	B -31,8	C -119,7	N -4,6	O -141,8	F -349,4	
Na -52,7	Mg 0,0	Al -50,2	Si -138,1	P -75,3	S -199,6	Cl -356,1	
K -48,0					Se -195	Br -333,0	
					Te -190	I -304,2	

Таблица

Значения электроотрицательности атомов элементов

по Полингу

Н 2,1							
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0	
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0	
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8	
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6	

Ответы на задачи

ЛР № 1: **5.** 1,53; 44,2 г/моль. **6.** 32; 64 г/моль; **7.** O₃.

ЛР № 2: **5.** O₃- да; H₂O₂ – да.

ЛР № 3: **7.** $K_h = 5,7 \cdot 10^{-10}$; $h = 2,38 \cdot 10^{-4}$.

ЛР № 5: **1.** KMnO₄ – 0,354 л (O₂); KClO₃ – 0,914 л (O₂).

2. 22,4 %. **7.** 80,29 %.

ЛР № 6: **3.** V_{р-ра} (NaOH) = 89,2 мл; **6.** ω = 0,076 %.

ЛР № 7: **4.** $7 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $7 \cdot 10^{-3}$ г/л.

ЛР № 8: **2.** 23,52 мл. **3.** 23,14 мл. **5.** 9,61 г.

6. а) 3,61 моль/л; б) 4,37 моль/кг; в) 0,073. **7.** 26,68 мл.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.

2. Скорик Н.А., Козик В.В. Общая химия. Лабораторные, семинарские и практические занятия. – Томск: ТГУ, 2006. – 446 с.

3. Сборник задач по общей и неорганической химии: пособие для вузов. / Под ред. Н.Н. Павлова. – М.: Дрофа, 2005. – 239 с.

4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-Пресс, 2006 (2001). – 240 с.

5. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. / Под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2001. – 255 с.

6. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Константы неорганических веществ: справочник. / Под ред. Р.А. Лидина. – М.: Дрофа, 2006. – 605 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Общие правила работы в лаборатории	4
Техника безопасности и меры предосторожности	5
Техника лабораторных работ и оборудование	6
Техника выполнения отдельных операций	9
Рекомендации по составлению письменного отчета о лабораторной работе	17
<i>Лабораторная работа 1. Определение молекулярной массы углекислого газа</i>	19
Вопросы и задания к лабораторной работе 1	24
<i>Лабораторная работа 2. Окислительно-восстановительные реакции</i>	25
Вопросы и задания к лабораторной работе 2	34
<i>Лабораторная работа 3. Гидролиз солей</i>	35
Вопросы и задания к лабораторной работе 3	44
<i>Лабораторная работа 4. Комплексные (координационные) соединения</i>	45
Вопросы и задания к лабораторной работе 4	52
<i>Лабораторная работа 5. Свойства элементов-неметаллов VIA группы кислорода и серы и их важнейших соединений</i>	54
Вопросы и задания к лабораторной работе 5	64
<i>Лабораторная работа 6. Свойства элементов-неметаллов VA группы азота и фосфора и их важнейших соединений</i>	66
Вопросы и задания к лабораторной работе 6	74
<i>Лабораторная работа 7. Химия некоторых s-, p-, d- металлов и их соединений</i>	76
Вопросы и задания к лабораторной работе 7	91
<i>Лабораторная работа 8. Приготовление раствора с заданным содержанием растворенного вещества</i>	93
Вопросы и задания к лабораторной работе 8	98
Приложение	100
Ответы на задачи	110
Список литературы	110

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

периоды	ряды	г р у п п ы				
		I	II	III	IV	V
1	I	H ¹ 1,00794 водород				
2	II	Li ³ 6,941 литий	Be ⁴ 9,01218 бериллий	B ⁵ 10,81 бор	C ⁶ 12,011 углерод	N ⁷ 14,0067 азот
3	III	Na ¹¹ 22,98977 натрий	Mg ¹² 24,305 магний	Al ¹³ 26,98154 алюминий	Si ¹⁴ 28,0855 кремний	P ¹⁵ 30,97376 фосфор
4	IV	K ¹⁹ 39,0983 калий	Ca ²⁰ 40,08 кальций	Sc ²¹ 44,9559 скандий	Ti ²² 47,90 титан	V ²³ 50,9415 ванадий
	V	Cu ²⁹ 63,546 медь	Zn ³⁰ 65,38 цинк	Ga ³¹ 69,72 галлий	Ge ³² 72,59 германий	As ³³ 74,9216 мышьяк
5	VI	Rb ³⁷ 85,4678 рубидий	Sr ³⁸ 87,62 стронций	Y ³⁹ 88,9059 иттрий	Zr ⁴⁰ 91,22 цирконий	Nb ⁴¹ 92,9064 ниобий
	VII	Ag ⁴⁷ 107,8682 серебро	Cd ⁴⁸ 112,41 кадмий	In ⁴⁹ 114,82 индий	Sn ⁵⁰ 118,69 олово	Sb ⁵¹ 121,75 сурьма
6	VIII	Cs ⁵⁵ 132,9054 цезий	Ba ⁵⁶ 137,33 барий	La⁵⁷-Lu⁷¹ *	Hf ⁷² 178,49 гафний	Ta ⁷³ 180,9479 тантал
	IX	Au ⁷⁹ 196,9665 золото	Hg ⁸⁰ 200,59 ртуть	Tl ⁸¹ 204,37 таллий	Pb ⁸² 207,2 свинец	Bi ⁸³ 208,9804 висмут
7	X	Fr ⁸⁷ [223] франций	Ra ⁸⁸ 226,0254 радий	Ac⁸⁹-(Lr)¹⁰³ **	Ku ¹⁰⁴ [261] курчатовий	Ns ¹⁰⁵ [261] нильсборий

*ланта							
La ⁵⁷ 138,9055 лантан	Ce ⁵⁸ 140,12 церий	Pr ⁵⁹ 140,9077 протактиний	Nd ⁶⁰ 144,24 неодим	Pm ⁶¹ [145] прометий	Sm ⁶² 150,4 самарий	Eu ⁶³ 151,96 европий	Gd ⁶⁴ 157,25 гадолиний

**акти							
Ac ⁸⁹ [227] актиний	Th ⁹⁰ 232,0381 торий	Pa ⁹¹ 231,0359 протактиний	U ⁹² 238,029 уран	Np ⁹³ 237,0428 нептуний	Pu ⁹⁴ [244] плутоний	Am ⁹⁵ [243] амерций	Cm ⁹⁶ [247] кюрий

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Э Л Е М Е Н Т О В

VI		VII		VIII			
		III					
				2 He 4,00260 гелий			
8 O 15,9994 2p ⁴ кислород	9 F 18,998403 2p ⁵ фтор		10 Ne 20,179 2p ⁶ неон				
16 S 32,06 3p ⁴ сера	17 Cl 35,453 3p ⁵ хлор		18 Ar 339,948 3p ⁶ аргон				
24 Cr 51,996 3d ⁴ 4s ¹ хром	25 Mn 54,9380 3d ⁵ 4s ² марганец	26 Fe 55,847 3d ⁶ 4s ² железо	27 Co 58,9332 3d ⁷ 4s ² кобальт	28 Ni 58,70 3d ⁸ 4s ² никель			
34 Se 78,96 4p ⁴ селен	35 Br 79,904 4p ⁵ бром		36 Kr 83,80 4p ⁶ криптон				
42 Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹ молибден	43 Tc 98,9062 4d ⁵ 5s ² технеций	44 Ru 101,07 4d ⁷ 5s ¹ рутений	45 Rh 102,9055 4d ⁸ 5s ¹ родий	46 Pd 106,4 4d ¹⁰ 5s ⁰ палладий			
52 Te 127,60 5p ⁴ теллур	53 I 126,9045 5p ⁵ йод		54 Xe 131,30 5p ⁶ ксенон				
74 W 183,85 5d ⁴ 6s ² вольфрам	75 Re 186,207 5d ⁵ 6s ² рений	76 Os 190,2 5d ⁶ 6s ² осмий	77 Ir 192,22 5d ⁷ 6s ² иридий	78 Pt 195,09 5d ⁹ 6s ¹ платина			
84 Po [209] 6p ⁴ полоний	85 At [210] 6p ⁵ астат		86 Rn [222] 6p ⁶ радон				

Атомная масса
Распределение электронов по застраивающимся и последующим застроенным подуровням

U 92 ²₈
 238,029
 —5f¹⁴6d¹7s²
 уран

—Атомный номер
—Распределение электронов по уровням

Атомные массы приведены по Международной таблице 1981 г.
Точность последней значащей цифры ±1 или ±3, если она выделена мелким шрифтом.
В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.
Названия и символы элементов, приведенные в круглых скобках не являются общепринятыми.

НОИДЫ

65 Tb 158,9254 4f ⁹ 6s ² тербий	66 Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² диспрозий	67 Ho 164,9304 4f ¹¹ 6s ² гольмий	68 Er 167,26 4f ¹² 6s ² эрбий	69 Tm 168,9342 4f ¹³ 6s ² тулий	70 Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² иттербий	71 Lu 174,967 5d ¹ 6s ² лютеций
---	---	---	---	---	--	---

НОИДЫ

97 Bk [247] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ² берклий	98 Cf [251] 5f ¹⁰ 7s ² калifornий	99 Es [254] 5f ¹¹ 7s ² эйлштейний	100 Fm [257] 5f ¹² 7s ² фермий	101 Md [258] 5f ¹³ 7s ² менделеев	(No) 102 ² ₈ [255] 5f ¹⁴ 7s ² (нобелий)	(Lr) 103 ² ₉ [256] 6d ¹ 7s ² (лоуренсий)
---	---	---	--	---	--	---

Отпечатано на участке цифровой печати
Издательского Дома Томского государственного университета

Заказ № 925 от «24 » марта 2015 г. Тираж 150 экз.