

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
для лабораторных работ
по дисциплине

Основы материаловедения в строительстве

для студентов

Направление подготовки
Направленность (профиль)

08.03.01 Строительство
Теплогазоснабжение и вентиляция

Оглавление

Введение.....
Оглавление.....
1. Техника безопасности в химической лаборатории.....
2. Химическая посуда.....
3. Основные химические операции
4. Установление состава химических соединений.....
5. Определение молекулярных весов газообразных веществ.....
6. Определение эквивалента металла
7. Измерение теплового эффекта химической реакции
8. Скорость химических реакций
9. Химическое равновесие.....
10. Приготовление растворов заданной концентрации
11. Определение концентрации раствора титрованием
12. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.....
13. Индикаторы. Определение pH среды. Буферные растворы.....
14. Гидролиз солей
15. Определение жесткости воды
16. Окислительно-восстановительные реакции.....
17. Гальваническая пара. Электрохимическая коррозия металлов.....
18. Электролиз водных растворов

Формируемые компетенции

Шифр направления	Индексы компетенций	Содержание компетенции или ее части
08.03.01	ОПК-1	Способен находить, формулировать и решать актуальные проблемы прикладной математики, фундаментальной информатики и информационных технологий

1. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Цель работы. Усвоить правила работы и поведения в химической лаборатории, правила техники безопасности, меры предупреждения и предотвращения несчастных случаев.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: правила поведения, содержания рабочего места и техники безопасности при работе в химической лаборатории; особенности работы с концентрированными веществами (кислотами, щелочами) и сильными окислителями.

На основании анализа и обобщения полученной информации

Уметь: самостоятельно организовывать безопасную работу с основными приборами, химическим оборудованием, химическими реактивами.

Владеть: методами безопасной работы в химической лаборатории;

– способностью демонстрировать знания в данной области и готовность использовать их в случае оказания первой помощи.

Теоретическая часть

Знание правил работы в химической лаборатории и прохождение первичного инструктажа по технике безопасности является обязательным условием для допуска студента к выполнению лабораторной работы.

Соблюдение правил работы и техники безопасности обеспечивает нормальное прохождению процесса изучения дисциплины «Химия» в формате лабораторных работ. Правила работы регламентируют основные модели поведения, которые препятствуют возникновению какой-либо внештатной ситуации, но определяют алгоритм действий в случае наступления такой ситуации и позволяют снизить риск несчастного случая до минимума.

Оборудование и материалы

Химическая лаборатория с комплектом необходимого оборудования: вытяжной шкаф с принудительной вентиляцией, лабораторные столы с подсветкой и электрическими розетками на 220 и 12 В, лабораторные стулья, мойки, средства защиты, специализированные шкафы для хранения химреактивов.

Указания по порядку выполнения работы

Внимательно изучите следующие указания и распишитесь в журнале по технике безопасности (получить у лаборанта).

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Студенты, не знающие правил работы с отдельными приборами, а также правил техники безопасности или сознательно нарушающие их, к работе в лаборатории не допускаются.
2. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок. С первых дней работы в лаборатории студент должен выработать в себе самостоятельность и серьезное отношение ко всем процессам лабораторного эксперимента, что включает теоретическую и практическую подготовку, подготовку химических реактивов, расчет данных и проведение самого опыта.
3. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя или дежурного лаборанта.
4. При работе в лаборатории строго запрещается выполнять опыты, не предусмотренные лабораторным практикумом.
5. Запрещается работать в лаборатории одному.
6. Работайте в лаборатории стоя.
7. Работать студент должен за закрепленным за ним рабочим местом.
8. Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду.
9. Экономьте реактивы, газ, воду, электричество.
10. Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то берите их в минимальном количестве.
11. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами. Если посуда оказалась разбитой сдайте ее дежурному лаборанту.
12. Во время проведения опыта пользуйтесь только дистиллированной водой.
13. Не путайте пробки от склянок с разными реактивами. Сухие реактивы нужно брать только

чистым шпателем, неизрасходованные реактивы не высыпайте (не выливайте) в те склянки, из которых они взяты.

14. При использовании реактивов и препаратов внимательно читайте надписи на этикетках. Пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками категорически запрещается.

15. Не работайте с грязной посудой, сами не оставляйте ее немытой.

16. Не пускайте прибор без предварительной проверки. Не оставляйте включенный прибор без присмотра.

17. Не выносите из лаборатории приборы, реактивы, посуду.

18. Особую осторожность соблюдайте при работе с ядовитыми и вредными веществами: с концентрированными кислотами и щелочами. Работу с ними проводите только в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

19. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок, металлы и др. твердые вещества.

20. Осторожно, внимательно работайте с газовыми горелками, т.к. они являются источниками возникновения пожара. Соблюдайте правила пользования газовыми горелками (см. раб. № 3).

21. При нагревании или кипячении жидкости (особенно с осадком) на газовой горелке или спиртовке во избежание разбрызгивания нагревать верхнюю часть пробирки, при этом держать отверстием от себя и работающих рядом.

22. При взвешивании сухих реактивов не высыпайте их прямо на чашку весов. Взвешивайте на часовом стекле или на фильтровальной бумаге.

23. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории.

24. Не пробуйте на вкус какие-либо реактивы и препараты. Со всеми веществами в лаборатории обращайтесь, как с более или менее токсичными.

25. Во время работы надевайте халат: имейте в лаборатории мыло и полотенце. После окончания работы тщательно вымойте руки с мылом.

26. При всех несчастных случаях сразу же обращаться к преподавателю или к дежурному лаборанту.

27. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли газ, вода, электричество.

ОСОБЫЕ МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ

И ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

1. Запрещается проводить на рабочих столах опыты, сопровождающиеся выделением легколетучих токсичных веществ: аммиака, брома, хлора, йода, оксидов азота, оксида углерода (II), оксида серы (IV), сероводорода и др.

2. При разбавлении концентрированной серной кислоты лейте кислоту в воду, а не наоборот (в противном случае первые порции воды, смешиваясь с кислотой, вскипают, разбрызгиваясь во все стороны).

3. Разбавлять концентрированную серную кислоту, а также готовить хромовую смесь или производить другие операции, связанные с выделением большого количества теплоты, нужно только в посуде из толстостенного стекла или фарфора.

4. Попавшие на открытые участки тела брызги концентрированной кислоты быстро сотрите тканью или фильтрованной бумагой, хорошо впитывающей влагу, смойте большим количеством воды, после чего промойте пораженный участок 2-5%-ным раствором пищевой соды. Щелочь смывайте водой до тех пор, пока не исчезнет ощущение скользкости. Затем нейтрализуйте 1%-ным раствором борной кислоты.

5. При случайном попадании реактивов внутрь, рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим необходимо: а) при отравлении кислотами выпить стакан 2% раствора двууглекислой соды; б) при отравлении щелочами выпить стакан 2% уксусной или лимонной кислоты.

6. Опыты с бромом проводите только в вытяжном шкафу, не допуская вдыхания его паров. Остерегайтесь попадания на открытые участки тела капель брома, ибо они вызывают сильные труднозаживающие ожоги. В случае попадания брома на открытые участки тела промойте обожженное место концентрированным раствором тиосульфата натрия.

7. При случайном вдыхании паров брома необходимо понюхать разбавленный раствор аммиака (нашатырного спирта), а затем выйти на свежий воздух, сделать искусственное дыхание и

вызвать врача.

8. Работая со щелочами, с щелочными металлами надевать защитные очки.

9. Аммиачный раствор серебра готовьте перед опытом в количестве, необходимом для работы, поскольку при хранении раствор может взрываться в результате образования гремучего серебра.

10. Работайте с легко воспламеняющимися жидкостями и газами вдали от открытого огня, чаще всего в специально оборудованных вытяжных шкафах. Для тушения воспламенившегося спирта, эфира или других растворителей, пользуйтесь песком, засыпая им пламя.

11. При появлении ожогов пораженное место смочите концентрированным раствором перманганата калия ($KMnO_4$) или приложите вату, смоченную этиловым спиртом.

12. При неосторожном изгибании трубок, возможен порез и ранения. При порезах в первую очередь нужно удалить из раны осколки, края раны дезинфицировать 3%-ным спиртовым раствором йода, а затем наложить стерильную повязку, при сильных кровотечениях следует наложить выше раны жгут и вызвать врача или направить пострадавшего в медпункт университета (поликлинику).

13. В случае воспламенения одежды не следует бежать, надо набросить на пострадавшего противопожарное полотно, халат и т.п.

РАБОЧЕЕ МЕСТО СТУДЕНТА

Для выполнения лабораторного практикума за каждым студентом закреплено рабочее место (часть лабораторного стола). На каждое рабочее место выдается штатив пробирок и предметы индивидуального пользования.

С самого начала работы студент должен правильно использовать свое рабочее место, т.е. рационально на нем размещать приборы, посуду, рабочий журнал, в котором делаются необходимые записи. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его посторонними предметами.

Чистота посуды и рабочего места является залогом успешного проведения всех опытов и экспериментов. Чем выше культура студента, тем аккуратнее его рабочее место, тем более правильными будут полученные им результаты.

При выполнении лабораторной работы пользуйтесь своими наборами посуды и реактивов, а при отсутствии чего-либо обращайтесь к лаборанту. Не берите недостающие реактивы или посуду с других горок. Не забывайте так же о том, что, выполняя различные опыты с концентрированными кислотами, щелочами, токсичными и сильнопахнущими летучими соединениями, работу необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Находясь на своем рабочем месте, не создавайте неудобств для своих товарищей, не отвлекайте их от работы и громко не разговаривайте.

После окончания всей запланированной работы уберите свое рабочее место, а также в вытяжном шкафу, где проводили отдельные опыты.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные правила поведения в химической лаборатории.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Перечислите правила работы с реактивами.
2. Какие жидкости относятся к легковоспламеняющимся? Перечислите правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями.
3. Куда следует сливать агрессивные жидкости?
4. Как приготовить разбавленный раствор серной кислоты из концентрированной кислоты?
5. Почему нельзя греть раствор в толстостенной посуде?

Вопросы к защите лабораторной работы

Выберите один из вариантов ответа.

- | | |
|--|---------------------------------------|
| 1. Почему твердую щелочь нельзя брать руками | |
| 1. Плавится в руках | 3. Все указанное в предыдущих пунктах |
| 2. Происходит ожог рук | 4. Пачкаются руки |

2. Почему нельзя пробирку с раствором нагревать в одном месте?

1.	Раствор плохо нагревается	3.	Раствор долго не закипает
2.	Может произойти выброс жидкости	4.	Пробирка начнет плавиться

3. Для чего используются вытяжные шкафы?

1.	Для безопасной работы	3.	Для всего указанного в предыдущих пунктах
2.	Для хранения агрессивных жидкостей	4.	Для хранения дистиллированной воды

4. Где хранятся концентрированные кислоты?

1.	На лабораторных столах	3.	В вытяжных шкафах
2.	В металлических ящиках	4.	В прохладных помещениях

5. Почему нельзя на рабочем месте собирать много реактивов?

1.	Можно перепутать реактивы	3.	Пачкается лабораторный журнал
2.	Создается беспорядок в работе	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

6. Где хранятся ядовитые вещества?

1.	На лабораторных столах	3.	В прохладных помещениях
2.	В вытяжных шкафах	4.	В специальном закрытом ящике

7. Что нужно делать, если на пол пролита концентрированная серная кислота?

1.	Залить щелочью	3.	Засыпать песком и вынести
2.	Собрать кислоту стаканом	4.	Вытереть пол тряпкой

8. Как оказать первую помощь при порезе стеклом?

1.	Продезинфицировать раствором KMnO_4 или спирта	3.	Забинтовать
2.	Смазать йодом	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

9. Как оказать первую помощь при отравлении щелочью?

1.	Пить раствор лимонной или уксусной кислоты	3.	Пить воду
2.	Пить раствор соды	4.	Пить кашицу из оксида магния

10. Как оказать первую помощь при ожогах паром второй степени?

1.	Промыть струей воды	3.	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом
2.	Обработать 3-5% раствором KMnO_4	4.	Указанное в пунктах 2,3

11. Как оказать первую помощь при попадании кислоты в глаза?

1.	Промыть струей воды и 3%-ным раствором соды	3.	Промыть слабым раствором уксусной кислоты
2.	Промыть только водой	4.	Промыть 2%-ной борной кислотой

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

2. ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Цель работы. Ознакомиться с основными видами химической посуды, используемой для проведения химических экспериментов.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: назначение и классификацию химической посуды;

– правила обращения, хранения, сушки химической посуды;

– правила мытья химической посуды;

– механические и химические методы очистки химической посуды.

Уметь: обращаться с лабораторной химической посудой;

– самостоятельно готовить растворы для очистки химической посуды;

Владеть:

– методами работы с химической посудой; методы использования ее по назначению;

– методами мытья и сушки химической посуды в соответствии с требованиями химического анализа.

Теоретическая часть

Знание различных типов химической посуды необходимо для выполнения лабораторных работ и позволяет студентам оптимально распределять время выполнения опытов. Подготовив заранее, требуемую химическую посуду (пробирки, колбы, цилиндры и т.д.) студенты смогут в рамках лабораторного занятия не только провести экспериментальную часть, но и получить возможность для анализа полученных результатов и оформления рабочей тетради.

Понимание различий между химической посудой общего и специального назначения, а также правильное использование мерной посуды является необходимым и обязательным условием для освоения и успешного проведения студентами экспериментальной части, предусмотренной лабораторным практикумом дисциплины «Химия».

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Микрошпатель. Держатель для пробирок. Набор воронок. Штатив с держателями для воронок. Набор фарфоровых химических кружек и стаканов. Набор стеклянных химических стаканов. Набор плоскодонных колб. Набор конических колб. Набор мерных цилиндров и мензурок. Набор пипеток. Штатив для пипеток. Набор бюреток. Штатив с держателем для бюретки. Набор мерных колб. Эксикатор. Выпарные чашки. Фарфоровая ступка. Капельницы. Делительные воронки. Холодильник Либиха.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Получите у лаборанта комплект химической посуды и ознакомьтесь с ней согласно приведённым ниже указаниям.

1. Химическая посуда общего назначения

Пробирки представляют собой узкие цилиндрической формы сосуда с закругленным дном; они бывают различной величины и диаметра и из различного стекла.

Обычные лабораторные пробирки изготовляют из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготовляют из тугоплавкого стекла или кварца.

Кроме обычных, простых, пробирок, применяют также градуированные и центрифужные конические пробирки.

Для хранения пробирок, находящихся в работе, служат специальные деревянные, пластмассовые или металлические штативы (рис. 1а).



а



б

Рисунок 1. Штатив с пробирками (*а*) и внесение в пробирку порошкообразных веществ (*б*)

Пробирки применяют для проведения главным образом аналитических или микрохимических работ. При проведении реакций в пробирке реактивы не следует применять в слишком большом количестве. Совершенно недопустимо, чтобы пробирка была наполнена до краев.

Иногда в пробирку нужно ввести твердое вещество (порошки, кристаллы и т. п.), для этого используют микрошпатель (рис. 1б).

Для перемешивания налитых реактивов пробирку держат большим и указательным пальцами левой руки за верхний конец и поддерживают ее средним пальцем, а указательным пальцем правой руки ударяют косым ударом по низу пробирки. Этого достаточно, чтобы содержимое ее было хорошо перемешано. Совершенно недопустимо закрывать пробирку пальцем и встряхивать ее в таком виде; при этом можно не только ввести что-либо постороннее в жидкость, находящуюся в пробирке, но иногда и повредить кожу пальца, получить ожог и пр. Если пробирка наполнена жидкостью больше чем на половину, содержимое перемешивают стеклянной палочкой.

Если пробирку нужно нагреть, ее следует зажать в держателе (рис. 2). При неумелом и сильном нагревании пробирки жидкость быстро вскипает и выплескивается из нее, поэтому нагревать нужно осторожно. Когда начнут появляться пузырьки, пробирку следует отставить и, держа ее не в пламени горелки, а около него или над ним, продолжать нагревание горячим воздухом. При нагревании открытый конец пробирки должен быть обращен в сторону от работающего и от соседей по столу.



Рисунок 2. Держатель для пробирок.

Химические стаканы представляют собой цилиндры различной емкости. Так же как и другую химическую посуду, стаканы делают из фарфора (рис. 3) и из химически стойкого стекла. Они бывают: с носиками и без носиков, фарфоровые стаканы – с ручками и без ручек, стеклянные – с делениями для приблизительного измерения объема или без делений.

Нагревать стаканы на голом пламени нельзя – от этого они лопаются. Нагревание следует проводить только через асбестированную сетку, на водяной, или другой бане.



Рисунок 3. Фарфоровые стаканы

Плоскодонные колбы (рис. 4а) бывают самой разнообразной емкости, начиная от 50 мл и до нескольких литров, со шлифом и без шлифа на горле. Их изготавливают из обычного, а также из кварцевого и специальных сортов стекла.

Конические колбы (Эрленмейера) находят широкое применение при аналитических работах (титрование). Они бывают различной емкости, с носиками и без носиков, узкогорлые и широкогорлые, с делениями (приблизительными) и без них (рис. 4б).



а

б

Рисунок 4. Плоскодонные колбы (а) и конические колбы (б)

Нагревать колбы следует на пламени горелки только через асбестированную сетку или на какой-либо бане.

2. Мерная посуда

Мерные цилиндры — стеклянные толстостенные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах (рис. 5а). Они бывают самой разнообразной емкости: от 5-10 мл до 1 л и больше. Чтобы отмерить нужный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.



а



б

Рисунок 5. Мерные цилиндры (*а*) и мензурки (*б*)

Цилиндры, снабженные притертыми пробками. Обычно их применяют только лишь при специальных работах.

Кроме цилиндров, для той же цели употребляют мензурки (рис. 5б). Это сосуды конической формы, на стенке которых имеются деления. Они очень удобны для отстаивания мутных жидкостей, когда осадок собирается в нижней, суженной части мензурки.

Пипетки служат для точного отмеривания определенного объема жидкости. Различают пипетки для жидкостей и газовые пипетки.

Пипетки для жидкостей. Обычные пипетки (пипетки Мора) представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 мм. Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 мл, в верхней части их имеется метка, до которой набирают жидкости.

Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления в 0,1 мл.

Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или ртом, но лучше при этом пользоваться специальными приспособлениями. Жидкость набирают ртом так, чтобы она поднялась на 2—3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Очень полезно указательный палец слегка увлажнить, так как влажный палец более плотно закрывает пипетку. Когда пипетка наполнена, ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки; как только нижний мениск жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. При обращении со всеми видами пипеток нужно обязательно придерживаться следующих правил (рис. 6):

1. Пипетка при отборе жидкости всегда должна находиться в строго вертикальном положении.

2. При установке нижнего мениска на уровне черты глаз наблюдателя должен быть расположен в одной плоскости с меткой (метки на передней и задней стенках должны при этом сливаться в одну).

Если на конце пипетки после этого будет висеть капля, ее следует осторожно удалить. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того как жидкость вытечет, пипетку держат в течение еще 5 с прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси, после чего удаляют пипетку, не обращая внимания на оставшуюся в ней жидкость.

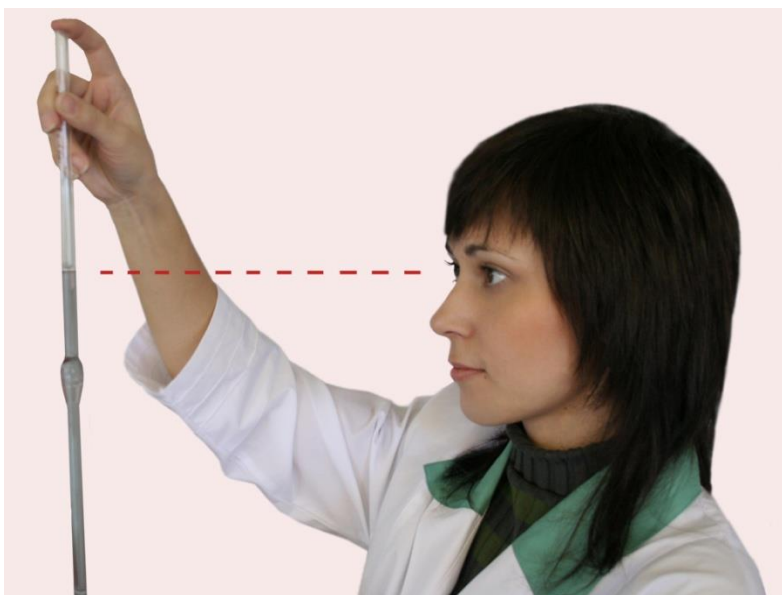


Рисунок 6. Положение пипетки при установке уровня жидкости

Никогда не следует стремиться выгонять остатки жидкости из пипетки выдуванием или нагреванием рукой расширенной части пипетки. При выливании раствора из пипетки в коническую колбу очень важно, чтобы раствор стекал именно по стенке и не разбрызгивался, так как в противном случае часть выливаемого раствора может остаться на стенке колбы и привести к погрешности измерения.

Для отбора растворов ядовитых веществ следует пользоваться или обычными пипетками с грушей, или пипетками, в верхней части которых выше метки имеется одно или два шарообразных расширения; раствор такой пипеткой отбирают также при помощи груши или другого приспособления.

Для отмеривания малых объемов жидкостей применяют микропипетки емкостью 1, 2, 3 и 5 мл. Микропипетки часто градуируют, они имеют деления в 0,01 мл, что позволяет делать отсчет с точностью 0,002-0,005 мл.

Градуированной пипеткой можно отбирать не только один определенный объем жидкости (как обыкновенными пипетками), но любой в пределах ее емкости. Жидкость набирают в пипетку до нужной метки (нижний мениск жидкости находится на уровне последней) и затем выливают ее, как обычно.

Пипетки должны быть всегда чисто вымытыми; их следует ставить в особый штатив и закрывать сверху маленькими пробирками или куском чистой фильтровальной бумаги. Если штатива в лаборатории нет, пипетки можно хранить в стеклянном цилиндре, на дно которого предварительно кладут несколько слоев чистой фильтровальной бумаги, вырезанной кружками. После работы пипетку ополаскивают несколько раз дистиллированной водой и помещают в стеклянный цилиндр, каждый раз заменяя верхний слой фильтровальной бумаги свежим. Обычными пипетками нельзя отмеривать жидкости, вязкость которых заметно отличается от вязкости воды, например концентрированные кислоты, щелочи и т. п., так как объем отобранной жидкости не будет соответствовать указанному. Для отбора таких жидкостей пользуются специально прокалиброванными пипетками.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и пр. Различают бюретки объемные, весовые, поршневые, микробюретки и газовые.

Объемные бюретки. Это — стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженные краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл, так что отсчеты можно вести с точностью до 0,02 мл.

Бюретки бывают двух типов: с притертым краном (слева) и бескрановые с оттянутым концом (справа), к которому посредством резиновой трубки присоединяют оттянутую в капилляр стеклянную трубку; резиновую трубку зажимают зажимом Мора или же внутрь ее закладывают стеклянную бусину.

В бюретки с краном можно наливать все жидкости за исключением щелочей, которые могут вызывать заедание притертого крана. Для работы со щелочами применяют бескрановые бюретки с резиновой насадкой.

Для работы в учебных лабораториях или в тех случаях, когда титрование проводят редко, и при всех временных работах бюретки укрепляют на лабораторных штативах в лапках.

Так как бюретки предназначены для очень ответственной работы — титрования, их следует содержать в особенной чистоте.

После работы бюретку следует вымыть водой и оставить ее в штативе, перевернув открытым концом вниз. Чтобы в бюретку не попадала пыль, ее лучше заткнуть кусочком ваты. У бюреток с краном нужно вынуть кран, обернуть его один раз куском чистой фильтровальной бумаги и снова вставить в бюретку. Если этого не сделать, шлиф может испортиться и кран будет протекать.

Для обычных работ кран у бюретки можно смазать очень тонким слоем вазелина, которым слегка смазывают шлиф и, поворачивая кран взад и вперед, добиваются равномерного распределения смазки.

Для того чтобы под бусинкой или палочкой не скапливался воздух, следует при титровании нажимать на верхнюю часть затвора, а не на нижнюю. Для сохранения затвора не следует оставлять бюретки без жидкости, в крайнем случае можно налить в них немного воды.

Бюретку устанавливают на нуль только после того, как работающий убедится, что в капилляре или кончике бюретки не осталось пузырьков воздуха.

Бюретку следует заполнять так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы (до 3-4 см). Затем, осторожно приоткрывая кран, аккуратно устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску, а непрозрачных — по верхнему.

Мерные колбы — необходимейшая посуда для большинства аналитических работ (рис. 7); они представляют собой плоскодонные колбы различной емкости; в большинстве случаев мерные колбы имеют пришлифованные стеклянные пробки. Однако часто применяют мерные колбы без пришлифованных стеклянных пробок. В таких случаях для закрывания мерных колб используют резиновые пробки соответствующего размера.



Рисунок 7. Мерные колбы

Различают узкогорлые и широкогорлые мерные колбы. Диаметр горла последних приблизительно в полтора раза больше по сравнению с узкогорлыми. На горле колбы имеется кольцевая метка, а на самой колбе вытравлено число, указывающее ее емкость в миллилитрах при определенной температуре. Приведенная емкость означает, что при данной температуре объем воды, налитой в колбу до метки, точно соответствует указанному. Объем вылитой из колбы воды будет несколько меньше помеченного, так как часть ее останется на стенках. Поэтому обычные

мерные колбы не пригодны для отмеривания точного объема воды с последующим выливанием ее.

3. Посуда специального назначения

Эксикаторы — приборы, применяемые для медленного высушивания и для сохранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Эксикаторы закрывают стеклянными крышками, края которых притерты к верхней части цилиндра (рис. 8).

При работе с эксикатором необходимо следить, чтобы притертые части всегда были слегка смазаны вазелином или другой смазкой.

Если в эксикатор ставят горячие тигли, то вследствие нагревания воздуха крышка иногда приподнимается, при этом она может соскользнуть и разбиться. Поэтому, поместив горячий тигель в эксикатор и накрыв его крышкой, ее некоторое время притирают, т. е. двигают вправо и влево. При остывании тигля внутри эксикатора создается небольшой вакуум и крышка держится очень плотно. Чтобы открыть эксикатор, нужно не поднимать крышку, а сначала сдвинуть ее в сторону, после чего она легко снимается.

В качестве водопоглощающих средств для снаряжения эксикаторов применяют различные поглотители.

Хлористый кальций применяют только прокаленный, в виде кусков, но ни в коем случае не пылевидный или мелкодробленый. Эксикатор наполняют кусками хлористого кальция приблизительно на одну треть высоты его конической части.



Рисунок 8. Эксикатор.

Серная кислота концентрированная (95-96%). Чтобы уменьшить опасность разбрызгивания или расплескивания кислоты, коническую часть эксикатора следует заполнить песком, стеклянными шариками (стеклянная дробь) или кольцами Рашига диаметром 4 мм.

Силикагель и оксид алюминия (безводная). Для удобства наблюдения за состоянием адсорбентов к ним прибавляют немного хлористого кобальта. Поэтому безводные силикагель и оксид алюминия окрашены в синий цвет, при поглощении влаги они приобретают розовую окраску.

Существуют вакуум-эксикаторы предназначенные для высушивания и хранения веществ в вакууме.

Выпарные чашки — тонкостенные стеклянные или фарфоровые сосуды различных диаметров и емкости (рис. 9а). Их применяют для перекристаллизации веществ и выпаривания растворов. Нагревать их можно только на водяной бане или в специальном электронагревателе.

Ступки служат для ручного измельчения твёрдых веществ (рис. 9б). Они могут быть фарфоровыми, металлическими, из полистирола, стеклянными и агатовыми. Выбор ступки зависит от твёрдости вещества: твёрдость материала ступки всегда должна быть больше твёрдости истираемого вещества.



а



б

Рисунок 9. Выпарные чашки (а) и фарфоровая ступка (б)

Капельницы (рис. 10а) — сосуды для жидкостей, расходуемых по каплям. Наибольшим распространением пользуются: капельницы, снабженные стеклянной пробкой с желобком, через который жидкость может вытекать каплями; капельницы, в пробку которых вставляют маленькую пипетку, снабженную резиновым баллоном; капельницы, в пробку которых вставляют оплавленную стеклянную палочку.

Делительные воронки (рис. 10б) применяют для разделения несмешивающихся жидкостей (например, воды и масла). Они имеют или цилиндрическую, или грушевидную форму и в большинстве случаев снабжены притертой стеклянной пробкой. В верхней части отводной трубки находится стеклянный притертый кран. Емкость делительных воронок различна (от 50 мл и до нескольких литров), в зависимости от емкости меняется и толщина стенок. Чем меньше емкость воронки, тем тоньше ее стенки, и наоборот.



а



б

Рисунок 10. Капельницы (а) и делительные воронки (б)

Холодильники — приборы, применяемые для охлаждения и конденсации паров. В зависимости от условий работы жидкость, образующаяся в холодильнике при охлаждении паров (конденсат), должна или отводиться в приемник, или возвращаться в тот сосуд, в котором проводят нагревание. Это различие в назначении холодильников определяет их форму и название. Холодильники, предназначенные для собирания конденсата, называют прямыми или нисходящими, а холодильники, из которых конденсат возвращается в процесс, — обратными.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированное описание различных видов химической посуды и её схематическое изображение.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какими свойствами стекло используемое для изготовления химической посуды, отличается от «оконного» стекла? Что такое «кварцевое стекло»? Каковы его свойства?
2. Какие виды химической посуды используются в лабораторной практике? Приведите примеры по каждому из видов.
3. Какова техника отбора жидкости при помощи пипетки Мора?
4. Какие средства используются для мытья химической посуды? Что такое «хромовая смесь» и каковы правила работы с ней?
5. Почему не рекомендуется сушить при высоких температурах мерную и толстостенную химическую посуду?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Для разделения несмешивающихся жидкостей используют

1. Обычную воронку	3. Круглодонную колбу и холодильник
2. Делительную воронку	4. Воронку Бюхнера

2. Установите соответствие между названием и внешним видом химической посуды

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		ВНЕШНИЙ ВИД	
А) Колбы		1.	
Б) Мерные цилиндры, мензурки		2.	
В) Пробирки		3.	
Г) Фарфоровые чашки		4.	
		5.	

3. Установите соответствие между названием посуды и ее назначением

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		НАЗНАЧЕНИЕ ПОСУДЫ	
А) Лабораторные стаканы		1.	Мерная посуда
Б) Склеянная Тищенко		2.	Общего назначения
В) Бюретка		3.	Фарфоровая посуда
Г) Тигель		4.	Специального назначения

4. Установите соответствие между названием посуды и ее применением

	ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		ПРИМЕНЕНИЕ ПОСУДЫ
А)	Мерные колбы	1.	Для выпаривания жидкости
Б)	Фарфоровая чашка	2.	Для фильтрования в вакууме
В)	Эксикатор	3.	В качестве предохранителя при работе с вакуум-насосом
Г)	Колба Бунзена	4.	Для приготовления растворов с точной концентрацией
Д)	Склянка Тищенко	5.	Для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу

5. Выберите порядок и количество цифр, соответствующий последовательности мытья сильно загрязненной химической посуды

- 1) Промывают посуду раствором порошка
- 2) Промывают посуду водопроводной водой
- 3) Окунают посуду в хромовую смесь и выдерживают некоторое время
- 4) Промывают посуду дистиллированной водой
- 5) Вытирают посуду фильтровальной бумагой
- 6) Сушат посуду в сушильном шкафу

6. Что указывает на термостойкость посуды?

7. Каким образом следует нагревать растворы в плоскодонных и конических колбах?

8. Как необходимо подготавливать к работе бюретку?

9. При помощи, каких колб можно точно отмерить некоторое количество жидкости?

10. Перечислите виды (по типу затвора) бюреток. Их назначение.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

3. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ОПЕРАЦИИ

Цель работы. Ознакомиться с основными химическими операциями и приборами для их проведения.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: основные химические операции;

– правила подготовки к работе основного и вспомогательного оборудования для проведения химических операций;

На основании обобщения и анализа полученной информации и с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: принимать решения по определению методов проведения различных химических операций;

Владеть: рациональными методами проведения химических операций;

– приемами подготовки и использования основного и вспомогательного оборудования.

Теоретическая часть

Знание основных химических операций необходимо для выполнения лабораторных работ. К выполнению простейших химических операций студенты допускаются после освоения правил работы и техники безопасности в химической лаборатории и изучения типов химической посуды. Выполнение основных химических операций лежит в основе всех лабораторных работ, выполняемых студентами в рамках экспериментальной части дисциплины «Химия». Неправильное проведение простейших химических операций может привести к получению недостоверных результатов опытов, как следствие, к их неправильной трактовке студентами и не соответствию основным химическим законам и правилам.

Оборудование и материалы

Водяная баня. Газовая горелка. Асбестовая сетка. Штатив-подставка к горелке. Набор тиглей из фарфора. Набор тиглей из алунда. Термометр. Технохимические весы. Аналитические весы. Часовое стекло. Бюкс.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Ознакомьтесь с техникой проведения некоторых химических операций согласно приведённым ниже указаниям.

1. Нагревание

Нагревание веществ и их смесей – важнейшая операция в химической лаборатории. Температура – один из самых мощных факторов воздействия на химические реакции. Ниже рассмотрены элементарные устройства для осуществления нагревания.

Бани зависимости от теплоносителя делят на жидкостные, песочные и воздушные. Бани применяют для нагрева стеклянных и фарфоровых сосудов, когда требуется создать вокруг нагреваемого объекта более или менее равномерное температурное поле и избежать использования открытого пламени и раскалённой электрической спирали.

Для нагревания сосудов до 100°C применяют водяные бани (рис. 11). Уровень воды в бане не должен доходить 2-3 см до её края. Нагреваемый сосуд может быть погружён в кипящую воду, а может находиться и выше её уровня. Вода в бане во время её использования постоянно кипит, поэтому за уровнем воды необходимо следить.



Рисунок 11. Водяная баня

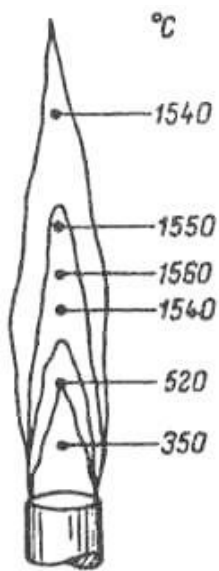
В водяную баню можно превратить любой химический стакан. Кроме воды в жидкостных банях применяют водные растворы некоторых солей, обладающих высокой теплопроводностью и позволяющих поддерживать в бане температуру от 105 до 140°C . Теплоносителем жидкостных бань, может быть глицерин в температурном интервале от 60 до 180°C или минеральные масла, лучшим из которых является бесцветное силиконовое масло (выдерживает длительное нагревание до $300\text{--}360^{\circ}\text{C}$).

Газовые горелки. Наиболее употребительны газовые горелки Бунзена и Теклю. Горелка Теклю (рис. 12а) состоит из трёх основных частей: подставки с входным патрубком для газа и регулировочным краном подачи газа в горелку, трубки (камеры смешения) и диска, перемещающегося вверх и вниз по резьбе для регулирования притока воздуха в камеру. Поступающий в горелку газ засасывает воздух через зазор между трубкой и диском, смешивается с ним и сгорает у выхода из горелки. Вращением диска изменяют приток воздуха в горелку, регулируя его так, чтобы пламя стало несветящимся.

Горелка Бунзена отличается от горелки Теклю тем, что вместо диска имеет в нижней части камеры смешения муфты с отверстиями, вращением которой можно также регулировать приток воздуха.



а



б



в

Рисунок 12. Горелка Теклю (а), распределение температуры в пламени газовой горелки (б) и штатив-подставка с асбестовой сеткой над горелкой (в)

Правила пользования газовой горелкой.

1. Зажигают спичку, открывают газовый кран и, выждав 2-3 с, подносят спичку к верхнему отверстию горелки.

2. Во избежание проскакивания пламени внутрь горелку зажигают при закрытом поддувале, которое затем постепенно открывают.

Горелку тушат, повертывая газовый кран до отказа.

При проскоке пламени газовый кран закрывают и дают горелке охладиться.

Пламя газовой горелки имеет несколько температурных зон: от 300 до 1540 °С (рис. 12б). В нижней части пламени от 300 до 520 °С происходит неполное сгорание газа (восстановительная зона). В верхней части пламени достигается наиболее высокая температура (окислительная зона), и поэтому нагреваемый предмет не следует глубоко опускать в пламя горелки, нагревать его надо в верхней трети пламени.

Стаканы, колбы и другую химическую посуду можно нагревать лишь на асбестовых сетках. Для этого сетку кладут на широкое кольцо штатива, а на нее ставят посуду, в которой проводят опыт (рис. 12в). Пламя горелки должно лишь слегка касаться верхним концом сетки.

Фарфоровые **тигли** (рис. 13а) можно нагревать непосредственно на пламени горелки. Алундовые тигли (рис. 13б) предназначены для высокотемпературных печей (до 1500 °С).



Рисунок 13. Тигли из фарфора (а) и алунда (б)

2. Измерение температуры

В лабораторной практике чаще всего пользуются термометрами и термопарами.

В жидкостных **термометрах** в качестве рабочей жидкости используют ртуть, пентан, толуол и др. Как правило, последние подкрашены органическими красителями в красный или синий цвет. Работая с ртутными термометрами, надо соблюдать осторожность, так как пары ртути (если термометр разобьется) оказывают исключительно вредное действие на человека.

Порядок работы и уход за термометрами.

Термометры хранят в специальных футлярах или в ящике стола, на дне которого подложена вата, ветошь, слой фильтровальной бумаги и т. п.

Жидкостные стеклянные термометры нельзя нагревать выше предельной температуры на шкале.

Недопустимо оставлять после работы термометры грязными. Когда они медленно остынут до комнатной температуры, их следует хорошо обтереть, если нужно, вымыть и положить на хранение в специально отведенное место.

При измерении температуры термометр помещают в исследуемую среду, так чтобы его резервуар и часть термометрической трубки не касались стенок и дна сосуда.

Термопарами (термоэлектрическая пара) – это датчик температуры, который использует электродвижущую силу, возникающую в спаях разнородных спаянных проводников. Термопары служат преимущественно для измерения температур в интервале 300-1500 °С. Если требуется измерить температуру выше 600 °С с высокой точностью, то термопары почти незаменимы.

3. Взвешивание

Весы – прибор для определения массы тела. Лабораторные весы традиционно делят на теххимические (более грубые) и аналитические (более чувствительные). В настоящее время широкое применение нашли цифровые электронные весы обоих видов.



а



б

Рисунок 14. Электронные технохимические (*а*) и аналитические (*б*) весы

Технохимические весы (рис. 14а) предназначены для измерения масс, как правило, от 1 до 500 г с точностью 0,01 г.

Аналитические весы (рис. 14б) предназначены для взвешивания с нагрузкой до 200 г с чувствительностью 0,1 мг (микроаналитические весы – 20 г с точностью 0,01 мг). Их использование уместно только тогда, когда есть уверенность, что взвешиваемый предмет имеет постоянную массу, определённую в долях миллиграмма. Это случается не так часто, как обычно полагают, поскольку стеклянная, фарфоровая и полимерная посуда может изменять свою массу на целые миллиграммы из-за адсорбции на поверхности атмосферной влаги и газов. Такая же адсорбция возможна и на поверхности взвешиваемых веществ. Кроме того, необходимо учитывать погрешности взвешивания на аналитических весах, которые появляются от вибраций, от колебания температуры, давления и влажности в помещении.

Для взвешивания небольших навесок сухих веществ используют часовое стекло (рис. 15а), которое также применяется для накрывания колб в ходе опытов и может быть использовано для проведения реакции между несколькими каплями жидких реагентов.

Для взвешивания, хранения гигроскопичных веществ (поглощающих влагу из воздуха) и определения влажности веществ используют бюксы с притертыми крышками (рис. 15б).



а



б

Рисунок 15. Часовое стекло (*а*) и бюксы (*б*).

4. Очистка и сушка химической посуды

Важнейшее правило работы в химическом практикуме – чистота и аккуратность. Очистка химической посуды предопределяет качество опыта. Колбы, пробирки, бюретки и т. п. необходимо тщательно очищать от механических загрязнений ершами или тампонами ваты на стальной проволоке, а затем хорошо промыть водой.

Стеклянная посуда должна быть особенно чистой, чтобы при самом тщательном осмотре нельзя было заметить на ней каких-либо загрязнений, и чтобы вода стекала со стенок ровно, нигде не оставляя капель. Мыть посуду нужно сразу, как только работа закончена. Для тщательного мытья хорошо использовать теплый насыщенный раствор соды Na_2CO_3 , горячий мыльный раствор, теплый щелочной раствор перманганата калия и раствор «хромовой смеси».

Вымытую посуду высушивают, предпринимая все меры предосторожности от загрязнения её примесями воздушной среды. Для этой цели используют приборы, снабжённые устройствами для подогрева и обеспыливания воздуха. Штыри – держатели посуды регулярно протирают фильтровальной бумагой и закрывают неиспользуемые удлинёнными стеклянными пробирками.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированное описание различных приборов для проведения основных химических операций.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. На чем основана очистка жидкости методом простой перегонки? От каких примесей можно очищать жидкости данным методом?
2. В каких случаях используется перегонка в вакууме?
3. Какие примеси и почему содержатся в углекислом газе, получаемом из карбоната кальция с соляной кислоты? Можно ли для очистки углекислого газа от примеси хлороводорода использовать щелочь? Почему?
4. В чем заключается сущность метода перекристаллизации?
5. В каких случаях метод перекристаллизации нельзя использовать для очистки веществ? Какие примеси называются изоморфными?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Расположите маркировку химических реактивов по повышению степени чистоты: «осч», «хч», «ч», «чда».

2. Установите соответствие между названием процесса и его описанием

	ПРОЦЕСС		ОПИСАНИЕ ПРОЦЕССА
А)	Высушивание	1.	Выделение вещества из раствора или повышение его концентрации
Б)	Фильтрование	2.	Освобождение вещества от воды или ее паров
В)	Центрифугирование	3.	Удаление летучих соединений, содержащихся в веществе
Г)	Прокаливание	4.	Разделение неоднородных систем при помощи пористых перегородок
Д)	Выпаривание	5.	Отделение небольших объемов жидкости от осадка

3. Выберите методы, которые относятся к очистке веществ
 - 1) Возгонка (сублимация)
 - 2) Выпаривание
 - 3) Фильтрование
 - 4) Перекристаллизация
 - 5) Перегонка
 - 6) Центрифугирование
4. Соотнесите цвет ленты бумажного фильтра, диаметр его пор и тип осадка, для осаждения которого используется данный фильтр

ЦВЕТ ЛЕНТЫ:

А) красная или черная Б) белая В) синяя Г) зеленая Д) желтая

ДИАМЕТР ПОР, нм

I) Около 3 II) 1-2,5 III) 10 IV) менее 1 V) 3

ХАРАКТЕР БУМАГИ И ТИП ОСАДКА

- 1) Средней пористости, для крупных осадков
- 2) Широкопористая, быстрофильтрующая, для грубых осадков
- 3) Обезжиренная бумага
- 4) Мелкопористая, для тонкодисперсных осадков
- 5) Высокоплотная, для очень тонкодисперсных осадков

5. На рисунке 16 представлен прибор для простой перегонки вещества. Соотнесите номер используемого оборудования и его название

НОМЕР НА РИСУНКЕ		НАЗВАНИЕ ОБОРУДОВАНИЯ
1	А)	Холодильник Либиха
3	Б)	Пергонная колба
4	В)	Колба - приемник
5	Г)	Термометр
6	Д)	Аллонж

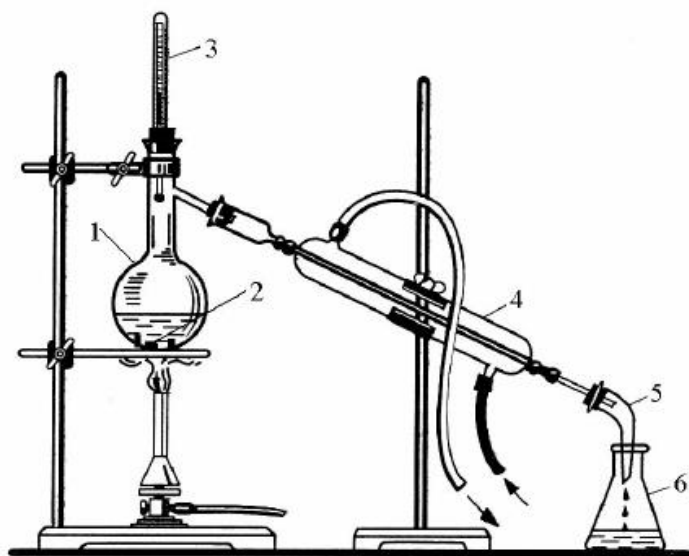


Рисунок 16. Прибор для простой перегонки

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

4. УСТАНОВЛЕНИЕ СОСТАВА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы. Ознакомиться с методикой установления стехиометрического состава химических соединений. Закрепить на практике основные положения химии в части стехиометрических законов.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: основные методы анализа и определения состава химических соединений;

На основании анализа и обобщения полученной информации

Уметь: идентифицировать продукты химической реакции;

- использовать основные законы естественнонаучных дисциплин (в частности химии и математики) для формулировки объективных выводов на основе полученных результатов;
- использовать справочные данные для установления состава химического соединения

Владеть: основными приемами установления состава химических соединений;

- знаниями направлений полезного использования природных ресурсов, материалов и оборудования.

Теоретическая часть

Формула химического соединения показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы.

Согласно закону постоянства состава: *каждое чистое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав*. Это обусловлено тем, что состав молекул данного соединения постоянен и выражается определенным массовым соотношением элементов.

Массовое соотношение элементов в молекулах можно представить как отношение произведений соответствующих атомных весов на число атомов каждого из элементов в молекуле. Поэтому можно записать

$$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3 \quad (1)$$

где m_1, m_2, m_3 – содержания элементов в данном соединении, %; x, y, z – число соответствующих элементов в молекуле; A_1, A_2, A_3 – относительные атомные массы элементов. Из уравнения (1) следует, что

$$x : y : z = \frac{m_1}{A_1} : \frac{m_2}{A_2} : \frac{m_3}{A_3} \quad (2)$$

Входящие в уравнение (2) частные от деления процентного содержания на атомную массу равны отношению количеств атомов соответствующих элементов в молекуле.

Оборудование и материалы

Газовая горелка. Тигель фарфоровый с крышкой. Тигельные щипцы. Штатив-подставка. Держатель для тигля – треугольник. Технохимические весы. Эксикатор.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Кристаллогидраты при нагревании теряют кристаллизационную воду, переходя в безводные соли. Пользуясь этим, можно определить процентное содержание воды в кристаллогидрате, а отсюда, зная формулу безводной соли, рассчитать число молекул кристаллизационной воды, присоединяющихся к одной молекуле безводной соли.

Для работы берут кристаллогидрат одной из следующих солей: $CoCl_2$, $CuSO_4$, $NiSO_4$, Na_2CO_3 , $CaSO_4$.

Во взвешенный сухой тигель насыпают около 2 г кристаллогидрата. Тигель с солью взвешивают с точностью до 0,001 г. Затем тигель, закрытый крышкой, держа в тигельных щипцах или установив в держатель – треугольник, нагревают пламенем горелки, сначала легко, а затем

сильно. Сильное нагревание проводят в течение 10 мин, затем тигель переносят в эксикатор, охлаждают и взвешивают.

После первого взвешивания необходимо повторить прокаливание и после охлаждения тигля в эксикаторе снова его взвесить. Если результаты первого и второго взвешиваний совпадут, опыт можно считать законченным.

В случае расхождения данных первого и второго взвешивания прокаливание повторяют еще раз. Так поступают до тех пор, пока два раза не будет получен одинаковый результат.

Полученные результаты заносят в отчет; по ним находят простейшую формулу кристаллогидрата.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 1 и расчётные формулы с вычислениями процентного содержания воды в кристаллогидрате.

Таблица 1. Результаты работы

Масса тигля до прокаливания, г		Масса кристаллогидрата, г	Масса тигля после прокаливания, г		Масса безводной соли, г	Содержание воды, масс. %
пустого	с солью		m_1	m_2		

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие законы химии используются при установлении формулы химических соединений?
2. Дайте определение понятиям: кристаллогидрат, кристаллизационная вода, формула, химическая формула.
3. Как экспериментально определить массу безводной соли и кристаллизационной воды, если имеется образец кристаллогидрата? Какую реакцию для этого необходимо осуществить? Приведите примеры.
4. Для чего применяются в химическом эксперименте тигель, эксикатор, песчаная баня.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Укажите правильную последовательность цифр для составления определения понятия кристаллогидрата:

Кристаллогидрат – это

- 1) содержащее
- 2) вода
- 3) кристаллизационная
- 4) соединение
- 5) химическое

2. Установить с помощью цифрового ряда правильную последовательность проводимых в работе операций

Состав кристаллогидрата сульфата никеля (II) можно определить экспериментально по плану

- 1) взвесить пустой тигель
- 2) охладить тигель с веществом в эксикаторе
- 3) взвесить тигель с безводной солью
- 4) выдержать тигель в сушильном шкафу
- 5) охладить тигель в эксикаторе
- 6) обезводить кристаллогидрат
- 7) взвесить тигель с кристаллогидратом

3. Формула кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента (%): магния – 9,8; серы – 13,0 %; кислорода – 26,0 %; воды – 51,2 %

1.	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	3.	$\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
----	---	----	---

2.	$\text{MgSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	4.	$\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
----	---	----	--

4. При обезвоживании 1,197 г кристаллогидрата хлорида меди (II) убыль массы оказалась равной 0,252 г. Вычислить, сколько молекул кристаллизационной воды приходится на одну формульную единицу CuCl_2 .

1.	Одна	3.	Четыре
2.	Две	4.	Пять

5. Определить формулу кристаллогидрата соды, если известно, что при прокаливании 14,3 г кристаллогидрата получается 5,3 г безводной соли.

1.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	3.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
2.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	4.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

6. Каким образом можно рассчитать количества вещества безводной соли и кристаллизационной воды? Какие экспериментальные данные для этого необходимы?
7. Обосновать меры предосторожности и правила техники безопасности, необходимые в данной работе.
8. Массовая доля воды в кристаллогидрате сульфата магния равна 51,2%. Какое количество воды содержит 1 моль кристаллогидрата?
9. При обезвоживании 5,0 г медного купороса убыль массы оказалась равной 1,8 г. Вычислить, сколько молекул кристаллизационной воды приходится на одну формульную единицу CuSO_4 .
10. Определить формулу кристаллогидрата хлорида бария, если известно, что при прокаливании 3,66 г кристаллогидрата получается 3,12 г безводной соли.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ВЕСОВ ГАЗООБРАЗНЫХ ВЕЩЕСТВ

Цель работы. Ознакомиться с методикой установления стехиометрического состава химических соединений. Закрепить на практике основные положения химии в части стехиометрических законов.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: метод определения молекулярной массы вещества в газообразном состоянии; уравнение Менделеева – Клапейрона; понятие относительной плотности газа

На основании анализа и обобщения полученной информации

Уметь: собирать установку для получения газа

- применять основные газовые законы для расчета молекулярной массы газа;

Владеть: умением проводить измерительный эксперимент и оценивать результаты измерений

Теоретическая часть

Состояние газа характеризуется его температурой, давлением и объёмом.

Взаимосвязь всех трёх параметров (P, V, T) для данной массы газа выражает *объединённый газовый закон* (уравнение Клапейрона):

$$\frac{PV}{T} = \text{const} \quad \text{или} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (3)$$

Если уравнение Клапейрона записать для стандартных условий: $T = 298,15 \text{ K}$ (или 25°C), $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ (760 мм.рт.ст. , $1,033 \text{ кг/см}^2$), т.е.

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \text{const} = R \quad (4)$$

то можно видеть, что для одного моля газа произведение давления на объём, делённое на абсолютную температуру, есть величина постоянная. Она называется *газовой постоянной* (R). Её численное значение зависит от того, в каких единицах выражают давление и объём. В соответствии с международной системой физических величин (*СИ*) объём выражается в м^3 , а давление – в паскалях, то

$$R = \frac{101,3 \cdot 10^3 \cdot 24,4 \cdot 10^{-3}}{298,15} = 8,314 \text{ м}^3 \cdot \text{Па}/(\text{моль} \cdot \text{K}).$$

Произведение объёма газа на давление имеет размерность энергии: $pV = 1 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 = (1 \text{ н/м}^2) \text{м}^3 = 1 \text{ н} \cdot \text{м} = 1 \text{ Дж}$. Отсюда,

$$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K}).$$

Применительно к некоторому числу n молей газа и произвольным условиям уравнение (1.11) принимает вид:

$$pV = nRT \quad (5)$$

Так как число молей газа n можно представить как частное от деления массы газа (m) на молярную массу (M):

$$n = \frac{m}{M},$$

то уравнение (5) переписывается в виде:

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad (6)$$

Это уравнение вывел Д.И. Менделеев в 1876 г., и теперь его называют уравнением Клапейрона–Менделеева.

Закон Авогадро.

В равных объёмах любых газов, взятых при одинаковых условиях ($p = \text{const}, T = \text{const}$) содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекает два следствия:

1. Одинаковое число молекул любых газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объём.

Число Авогадро – число частиц в 1 *моль* любого вещества при н.у. равно $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярный объём – объём одного моля любого газа при нормальных условиях (н.у.) равен 22,4 л / *моль*.

2. Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных масс (M) или относительных молекулярных масс (Mr).

Так как относительная плотность газа 1 по газу 2 $D_2(1)$ показывает отношение плотности одного газа $\rho(1)$ к плотности другого газа $\rho(2)$:

$$D_2(1) = \frac{\rho(1)}{\rho(2)}, \quad (7)$$

а плотность ρ любого газа есть отношение:

$$\rho = \frac{M}{V},$$

Тогда

$$D_2(1) = \frac{M(1) \cdot V}{M(2) \cdot V} = \frac{M(1)}{M(2)}. \quad (8)$$

Часто плотность различных газов определяют по отношению к водороду (H_2) как самому легкому из всех газов или по отношению к воздуху. Относительная плотность любого газа (X) по водороду:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(H_2)} = \frac{M_r(X)}{2}.$$

Воздух это смесь газов (78об.% N_2 , 21об.% O_2 и 1 об.% других газов), средняя относительная молекулярная масса которого равна 29. Поэтому относительная плотность любого газа (X) по воздуху:

$$D_{\text{воздух}}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{воздух})} = \frac{M_r(X)}{29}.$$

Оборудование и материалы

Аппарат Киппа. Слянки Дрекселя (2 шт.). Резиновая трубка. Плоскодонная колба (500 мл) с резиновой пробкой. Термометр для измерения комнатной температуры. Барометр. Весы теххимические. Серная кислота (конц.). Карбонат кальция (мел). Раствор хлороводородной кислоты (1 М).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Молекулярный вес диоксида углерода определяется при помощи установки, изображенной на рисунке 17. Диоксид углерода из аппарата Киппа проходит через промывные слянки, наполненные водой и серной кислотой. В первой слянке она освобождается от хлористого водорода, во второй высушивается. Очищенным и сухим газом наполняют колбу, которую затем взвешивают. Зная массу газа, его объём, температуру и давление, можно вычислить его молекулярный вес.

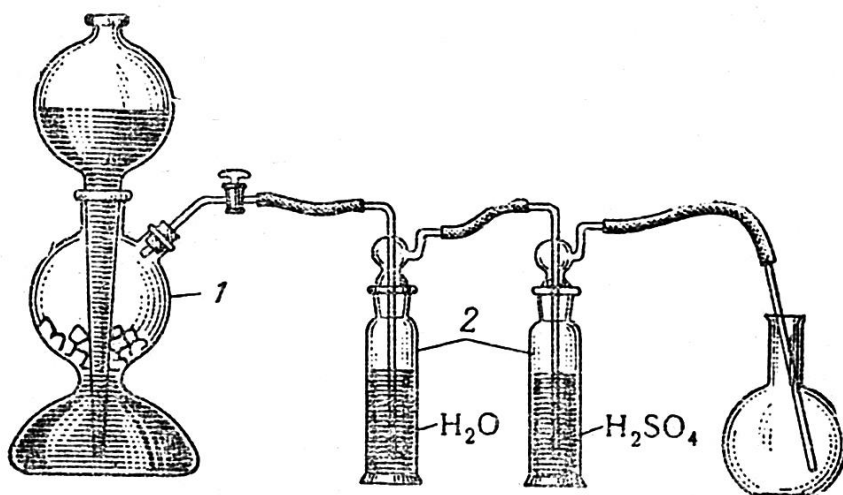


Рисунок 17. Установка для определения молекулярного веса углекислого газа:

1 – аппарат Киппа; 2 – склянки Дрекселя.

Определение проводят следующим образом.

1. Взвешивают колбу, закрытую резиновой пробкой. Положение нижнего края пробки отмечают карандашом по стеклу или маркером.

2. Заполняют колбу CO_2 , для чего трубку прибора опускают в колбу до дна, отрывают кран аппарата Киппа и пропускают газ в колбу в течение 6-8 мин. Для постепенного заполнения колбы газом и его достаточной очистки необходимо установить такую скорость прохождения газа через промывные склянки, при которой можно считать пузырьки. Если газ будет поступать в колбу сильной струей, то это не только ухудшит очистку CO_2 от примесей, но и вызовет образование завихрений, в результате чего колба будет заполнена не чистым CO_2 , а смесью его с воздухом.

3. После наполнения колбы CO_2 ее закрывают пробкой до метки и взвешивают.

4. Чтобы быть уверенным в том, что колба полностью заполнена CO_2 , еще раз в течение 5 мин пропускают газ в колбу. Затем ее снова взвешивают. Если результаты двух взвешиваний колбы CO_2 одинаковы, то наполнение и взвешивание прекращают. Если же наблюдается различие в весе, то указанную операцию повторяют до получения постоянного веса.

5. Записывают показания барометра и термометра, находящихся в лаборатории.

6. Определяют объем CO_2 при данных условиях; для этого в колбу наливают воду до отметки и затем измеряют объем воды мерным цилиндром. Объем воды равен объему углекислого газа.

7. Приводят объем CO_2 к нормальным условиям по формуле (3).

8. Вычисляют массу воздуха в объеме колбы, исходя из того, что его относительная масса равна 29. Эта величина является поправкой к результату взвешивания CO_2 , поскольку, согласно закону Архимеда, тело, находящееся в какой-либо среде, теряет в своем весе столько, сколько весит вытесненная им среда.

9. Вычисляют массу CO_2 ; для этого к разности масс колбы с CO_2 и пустой колбы прибавляют найденную в предыдущем пункте массу воздуха.

10. Определяют плотность углекислого газа по воздуху и находят его молекулярную массу.

11. Найденную экспериментально молекулярную массу $M_{\text{эксп}}$ сравнивают с точной величиной M и вычисляют относительную погрешность опыта в %:

$$\text{Погрешность} = \frac{M_{\text{эксп}} - M}{M} 100\% .$$

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 2 и расчётные формулы с вычислениями молекулярной массы CO_2 и относительной погрешности опыта.

Таблица 2. Результаты работы

Масса колбы, г		Объём колбы, V, мл	Атмосферное давление P, кПа	Температура, T, К	Объём газа при н.у., V_0 , мл	Масса воздуха в объёме колбы m (воздуха), г
Пустой m_0	с CO_2					
	m_1 m_2					
Масса CO_2 , г		$D_{воздух}(CO_2)$		Молекулярная масса $M(CO_2)$		Относительная погрешность, %

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие способы определения молекулярных масс газообразных веществ вы знаете?
2. Опишите устройство аппарата Киппа и принцип его действия. Из каких частей он состоит, каково их назначение?
3. Сформулируйте закон, лежащий в основе известных вам способов определения молекулярных масс газообразных веществ.
4. Что называется относительной плотностью газа?
5. Почему объём газов при расчетах масс газов и их молекулярных масс необходимо приводить к нормальным условиям?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. При одинаковых температуре и давлении 1,0 л газообразного кислорода и 1,0 л газообразного водорода имеют равные:

1.	Число молекул	3.	Плотности
2.	Массы	4.	Скорости движения молекул

2. Имеется сосуд объёмом 50 л, в котором содержится одинаковое число молекул кислорода и водорода. Давление в сосуде равно 101,3 кПа. Какое из следующих утверждений является ошибочным?

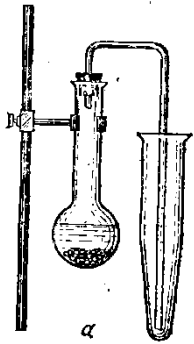
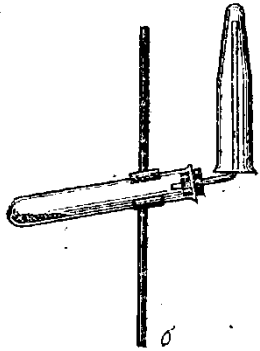
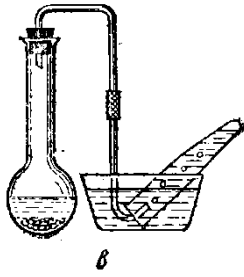
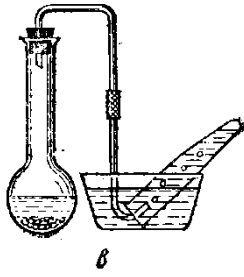
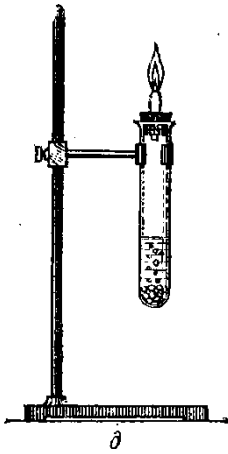
1.	Если из системы удалить кислород, то давление уменьшится до 25,3 кПа	3.	В единицу времени со стенками сосуда сталкивается в среднем большее число молекул водорода, чем кислорода
2.	Молекулы водорода движутся быстрее, чем молекулы кислорода	4.	В сосуде содержится равное число молей каждого газа

3. Относительная плотность газа по криптону равна 8. Плотность этого газа по кислороду равна?

1.	41	3.	35
2.	21	4.	48

4. Установите соответствие между внешним видом прибора и способом его использования

	ПРИБОРЫ		СПОСОБЫ ИСПОЛЬЗОВАНИЯ
--	---------	--	-----------------------

А)	 а	1.	Прибор для получения газа более легкого, чем воздух
Б)	 б	2.	Прибор для наблюдения горения газа в воздухе
В)	 в	3.	Прибор для поглощения газа жидкостью
Г)	 г	4.	Прибор для получения газа более тяжелого, чем воздух
Д)	 д	5.	Прибор для получения газа, собираемого под водой

5. Допишите окончание предложений:

- 1) Углекислый газ, полученный в аппарате Киппа, может содержать следующие примеси....
- 2) Их наличие можно обнаружить с помощью реакций, уравнения которых соответственно....
- 3) и по следующим внешним признакам
- 4) Очистить от указанных примесей оксид углерода (IV) можно, пропуская его через (название посуды)
- 5) заполненных соответственно
6. Какие вещества и в каком виде можно использовать для получения диоксида углерода в лаборатории с помощью реакции обмена при комнатной температуре? Составить уравнения реакций в ионном виде.
7. Чем заполнены склянки Дрекселя и какую роль они выполняют в процессе работы? Какая реакция протекает в склянке с гидрокарбонатом натрия?
8. Как вычислить ошибку опыта (в процентах) по отношению к теоретическому значению молекулярной массы углекислого газа?
9. При постоянном давлении и температуре масса одного литра водорода равна 0,082 г, а одного литра воды – 1 кг. Возможно ли определение плотности воды по водороду? Если невозможно, то почему?
10. Масса одного литра газа равна 2,86 г. Определите его молярную массу.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы. Ознакомление с понятием химического эквивалента вещества, методикой экспериментального определения эквивалентной массы и расчетами, связанными с законом эквивалентов.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: понятие эквивалента; способы определения молярной массы эквивалента металла; закон эквивалентов.

Уметь: применять методы математического анализа и моделирования для определения молярной массы эквивалента металла;

– привлекать соответствующий физико-математический аппарат для расчета эквивалентной массы различных соединений;

Владеть: умением проводить измерительный эксперимент и оценивать результаты измерений;

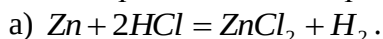
– знаниями направлений полезного использования природных ресурсов, энергии и материалов.

Теоретическая часть

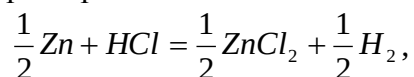
Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Так же, как молекула, атом или ион, эквивалент безразмерен. И так же, как в случае молекул, атомов или ионов, состав эквивалентов выражают с помощью знаков и формул.

Для того чтобы определить состав эквивалентов вещества и правильно записать его химическую формулу, надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

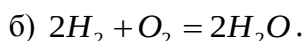
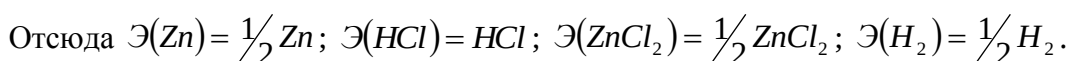
Рассмотрим несколько примеров определения формулы эквивалента:



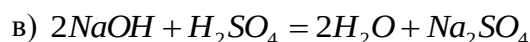
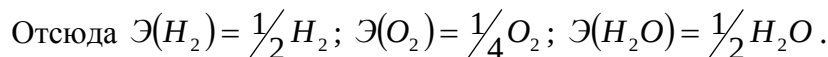
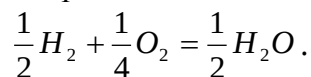
В данной окислительно-восстановительной реакции участвует два электрона. На один электрон приходится



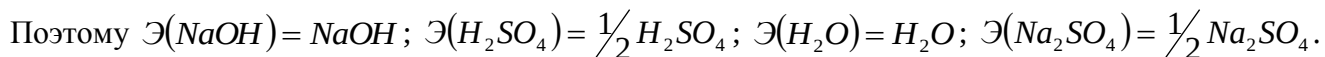
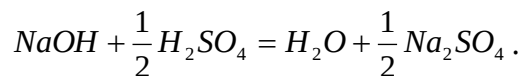
т.е. одному электрону соответствует $\frac{1}{2}$ атома Zn , одна молекула HCl , $\frac{1}{2}$ молекулы $ZnCl_2$ и $\frac{1}{2}$ молекулы H_2 .



В данной окислительно-восстановительной реакции участвует четыре электрона. На один электрон приходится



В данной ионообменной реакции участвует два иона водорода. На один ион водорода приходится



Единицей количества вещества является моль. Моль – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных элементов: атомов, молекул, ионов, эквивалентов. Таким образом, моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля

эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_{\text{э}}$), г/моль. Например, молярные массы эквивалентов веществ в рассмотренных реакциях равны:

$$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{1}{2} M(\text{Zn}) = \frac{1}{2} \cdot 65 = 32,5 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} M(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль и т.д.}^1$$

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества, участвующего в обменной реакции, можно использовать следующие формулы:

а) для простого вещества

$$M_{\text{э}} = \frac{M_A}{B}, \quad (9)$$

где M_A – молярная масса атома данного вещества, B – валентность элемента;

б) для сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{B \cdot n}, \quad (10)$$

где M – молярная масса данного вещества, B – валентность функциональной группы, n – число функциональных групп в молекуле.² Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла. Например,

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{1 \cdot 2} = 49 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль};$$

в) для сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{n(\bar{e})}, \quad (11)$$

где M – молярная масса данного вещества, $n(\bar{e})$ – количество электронов передаваемых от восстановителя к окислителю.

Остановимся на понятии объема моля эквивалентов газа. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях ($T = 273 \text{ K}$, $p = 101,325 \text{ кПа}$) занимает объем, равный 22,4 л. Исходя из этой величины можно рассчитать объем одного моля эквивалентов газа при нормальных условиях.

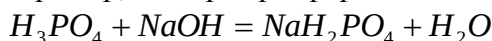
Например, для водорода: $\mathcal{E}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \text{H}_2$; моль эквивалентов водорода в два раза меньше его моля (молекул) и поэтому объем одного моля эквивалентов водорода также в два раза меньше его молярного объема: $V_{\text{э}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль}$.

Для кислорода: $\mathcal{E}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \text{O}_2$, отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема: $V_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль}$.

В основе стехиометрических расчетов лежит закон эквивалентов: **количества молей эквивалентов ($n_{\text{э}}$), участвующих в реакции веществ, равны между собой**. В общем случае для

¹ Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, получило название фактора эквивалентности $f_{\text{э}}$. Например, в рассматриваемых реакциях $f_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}$; $f_{\text{э}}(\text{NaOH}) = 1$.

² Для слабых многоосновных кислот, оснований и образуемых ими солей учитываются только реально замещаемые группы. Например, для ортофосфорной кислоты, участвующей в реакции



$\mathcal{E}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \text{H}_3\text{PO}_4$, а, следовательно, $M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98}{1 \cdot 1} = 98 \text{ г/моль}$.

реакции $A + B + \dots \rightarrow C + D + \dots$ имеем

$$n_{\text{э}}(A) = n_{\text{э}}(B) = n_{\text{э}}(C) = n_{\text{э}}(D) = \dots, \quad (12)$$

Поскольку все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах, то можно рассчитывать их количества без уравнения реакции. Так для двух реагирующих веществ А и В с

учётом того, что $n_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}}}$ получаем:

$$\frac{m(A)}{M_{\text{э}}(A)} = \frac{m(B)}{M_{\text{э}}(B)}, \quad (13)$$

Отсюда видно, что если вещества А и В – известны, то не прибегая к уравнению реакции можно вычислить массу вещества $m(A)$ по известной $m(B)$ и наоборот.

С другой стороны, если одно из веществ неизвестно, но известна его масса, которая вступила в реакцию, то по формуле (11) легко рассчитать его молярную массу эквивалентов.

Учитывая, что при нормальных условиях $n_{\text{э}} = \frac{V}{V_{\text{э}}}$, можно составить аналогичное

выражение, связывающее объёмы реагирующих газообразных веществ или комбинированную формулу, которая связывает массу одного и объём другого вещества.

Оборудование и материалы

Прибор для определения эквивалента металла. Термометр. Барометр. Мензурка на 25-50 мл. Фильтровальная бумага. Кристаллический реактив: Mg или Al (навеска около 0,1 г, взятая с точностью $\pm 0,2$ мг). Хлороводородная кислота (конц.)

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт проводится в приборе, показанном на рисунке 18.

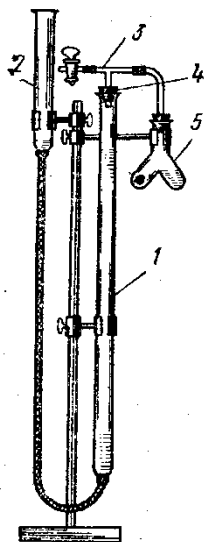


Рисунок 18. Прибор для определения эквивалента металла: 1- бюретка на 100 мл; 2 - уравнильный сосуд; 3 - стеклянный тройник с каучуковой трубкой и краном; 4 - каучуковая пробка; 5 - склянка Оствальда с пробкой.

Порошок металла с известной массой, завернутый в фильтровальную бумагу, поместите в одно колено склянки Оствальда (5). В другое колено, с помощью пипетки налейте 10-12 мл раствора HCl . Осторожно укрепите склянку Оствальда в зажиме штатива и присоединить к тройнику (3), плотно закрыв пробки в бюретке и в склянке Оствальда. При открытом зажиме на тройнике доведите с помощью уравнильного сосуда (2), поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке (1) точно до метки «0» (нижний уровень мениска воды и нулевое деление бюретки должны совпасть и быть на уровне глаза). Закройте зажим и испытайте прибор на герметичность,

для чего опустите уравнильный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепите его. При опускании уравнильного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1-2 мин дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

После испытания прибора на герметичность, не поднимая уравнильный сосуд, наклоните штатив и перелейте кислоту в колено, где находится металл. Тотчас начинается выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в уравнильный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 мин, чтобы газ в приборе принял температуру окружающего воздуха. Определите объем выделившегося водорода. Массу металла m и объем водорода V запишите в таблицу 3.

Таблица 3. Исходные данные к расчёту эквивалента металла

$m, г$	$V, м^3$	T, K	$P, Па$	$\bar{p}(H_2O), Па$	$\bar{p}(H_2), Па$

Используя термометр и барометр, определите в лаборатории температуру T и атмосферное давление P . Для расчёта необходимо знать парциальное давление водорода $\bar{p}(H_2)$, которое можно рассчитать по формуле:

$$\bar{p}(H_2) = P - \bar{p}(H_2O), \quad (14)$$

где $\bar{p}(H_2O)$ – парциальное давление насыщенного водяного пара при данной температуре (табл. 4).

Таблица 4. Давление насыщенного водяного пара

$t, ^\circ C$	$\bar{p}(H_2O), кПа$	$t, ^\circ C$	$\bar{p}(H_2O), кПа$
15	1,68	23	2,81
16	1,81	24	2,99
17	1,93	25	3,17
18	2,07	26	3,36
19	2,20	27	3,56
20	2,33	28	3,75
21	2,49	29	3,97
22	2,64	30	4,21

Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла двумя путями.

1. Вычислите массу вытесненного водорода по уравнению Клапейрона-Менделеева (формула 6). И далее по формуле (13) вычислите $M_{\text{э}}$ данного металла.
2. Приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению Клапейрона (формула 3). Выведите выражение закона эквивалентов, связывающее массу металла и объем водорода при н.у., и рассчитайте $M_{\text{э}}$ металла.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 3 и расчётные формулы с вычислениями $M_{\text{э}}$ способом 1 и 2.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что называется эквивалентом вещества.
2. Как связаны молярная масса вещества и молярная масса эквивалента?
3. Как определить молярную массу эквивалентов а) простого вещества, б) сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции; в) сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции? Приведите примеры и расчеты.
4. Сформулируйте закон эквивалентов.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Укажите правильную последовательность цифр для составления определения понятия эквивалента –

Эквивалент - это

- 1) 1 моль
- 2) водород
- 3) атом
- 4) количество
- 5) замещает
- 6) которое
- 7) или присоединяет
- 8) вещество

2. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?

1.	хлора	3.	обоих элементов
2.	фосфора	4.	для обоих элементов имеет переменное значение

3. Одинакова ли молярная масса эквивалента железа в соединениях FeCl_2 и FeCl_3 ?

1.	да	3.	в первом соединении меньше, чем во втором
2.	нет	4.	во втором соединении больше, чем в первом

4. Сколько оксида получится при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 9 г?

1.	7,5	3.	5,7
2.	8,5	4.	3,5

5. Какие объемы займут при нормальных условиях массы одного эквивалента кислорода и одного эквивалента водорода соответственно:

1.	5,6 и 22,4	3.	5,6 и 11,2
2.	11,2 и 22,4	4.	6,72 и 22,4

6. Будет ли эквивалентная масса металла завышена или занижена, если:
- а) в металле были примеси, нерастворимые в кислоте;
 - б) при расчете не была введена поправка на давление пара воды?
7. При взаимодействии 0,049 г металла выделилось 28,5 мл водорода ($t=22^\circ\text{C}$, $P=745 \text{ мм.рт.ст}$). Напишите уравнение реакции. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его молярную массу.
8. 0,493 г хлористого соединения некоторого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра. Вычислить эквивалент металла.
9. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молекулярную массу эквивалента 3 г/моль.
10. Рассчитайте молярную массу эквивалента перманганата калия KMnO_4 , рассматривая данное соединение как: а) соль; б) окислитель, превращающийся в MnO_2 ; в) окислитель, превращающийся в MnSO_4 .

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

7. ИЗМЕРЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Цель работы. Овладеть навыками измерения тепловых эффектов химических реакций.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: устройство и работу калориметрической установки;

– основные законы естественнонаучных дисциплин (в частности физики и химии): термодинамические функции состояния системы, расчетные формулы тепловых эффектов по закону Гесса.

Уметь: самостоятельно собирать установку для определения тепловых эффектов химических реакций;

– применять систему фундаментальных знаний (математических, естественнонаучных, инженерных) для расчета: тепловых эффектов (энтальпии) процессов кристаллизации и нейтрализации; количество теплоты, которая выделяется или поглощается в реакции.

– делать выводы по полученным опытным данным об энтальпии кристаллизации по энтальпиям растворения безводной соли, используя закон Гесса.

Владеть: навыками сборки калориметрической установки и работы на ней;

– методикой определения теплового эффекта химической реакции;

– приемами расчета относительной погрешности в опытах.

Теоретическая часть

В любом процессе соблюдается закон сохранения энергии: теплота q , подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии U и на совершение системой работы W над внешней средой (первый закон термодинамики):

$$q = \Delta U + W.$$

Если химическая реакция протекает в открытом сосуде при постоянной температуре (p , $T = \text{const}$) и единственным видом совершаемой работы является работа расширения ($W = p\Delta V$), то тепловой эффект этой реакции равен изменению энтальпии системы:

$$q_{p,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H,$$

где $H = U + pV$.

При $\Delta H > 0$ (теплота подводится к системе из окружающей среды) реакцию называют эндотермической, а при $\Delta H < 0$ (теплота выделяется в окружающую среду) – экзотермической.

Если в уравнении химической реакции указан ее тепловой эффект, уравнение называют термохимическим. Например:



При записи термохимических уравнений реакций указывают:

а) агрегатные состояния или аллотропные модификации веществ;

б) условия протекания процесса (ΔH°_{298} – стандартный тепловой эффект реакции при 298 К).

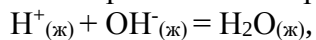
Для измерения тепловых эффектов реакций используют калориметры или калориметрические установки (рис. 19). В наружный сосуд (стакан на 0,8 л) вставляется калориметрический стакан меньшей вместимости (0,5 л). Во избежание потерь теплоты через стенки калориметрического стакана между сосудами помещают пробковые прокладки. Калориметрический стакан закрывают деревянной крышкой с отверстиями для термометра (цена деления 0,1 К), мешалки и воронки. Мешалку присоединяют к электромотору или приводят в движение вручную.

Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, вычисляют по формуле

$$q = \sum c(T_2 - T_1),$$

где T_2 и T_1 – конечная и начальная температуры жидкости в калориметрическом стакане; $\sum c$ – теплоемкость системы, равная $c_1m_1 + c_2m_2$ (m_1 и m_2 – массы калориметрического стакана и жидкости в стакане; c_1 и c_2 – удельные теплоемкости стекла и жидкости).

Согласно теории электролитической диссоциации нейтрализация сильной кислоты сильным основанием в разбавленном растворе отвечает уравнению:



Стандартная теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием равна при 298 К -55,9 кДж на один моль образующейся воды.

Оборудование и материалы

Калориметрическая установка: стакан стеклянный 500 мл (внутренний), стакан стеклянный 800 мл (наружный); крышка для внутреннего стакана (с отверстиями для мешалки, воронки и термометра) и теплоизолирующая прокладка между внутренним и наружным стаканом, изготовленные из пенопласта; верхне-приводная мешалка; мерный цилиндр на 500 мл; термометр от 0 до 50°C; весы теххимические; растворы: KOH или NaOH 1 М, HCl или HNO₃ 1 М.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Взвесьте сухой калориметрический стакан (с точностью до 0,1 г) и соберите калориметрическую установку (рис. 19). Через воронку 2 налейте в сосуд заданный объем 1 М раствора щелочи; запишите температуру раствора щелочи $T_{\text{щ}}$ с точностью до 0,1 К.

Налейте в мерный цилиндр такой же объем 1 М раствора кислоты и измерьте температуру раствора $T_{\text{к}}$ с той же точностью. Начальная температура смеси кислоты и щелочи T_1 — среднее арифметическое от $T_{\text{щ}}$ и $T_{\text{к}}$.

При работающей мешалке 1 через воронку 2 быстро влейте кислоту в калориметрический стакан и отметьте самую высокую температуру T_2 , которую покажет термометр 6 после сливания растворов. Результаты измерений внесите в таблицу 5.

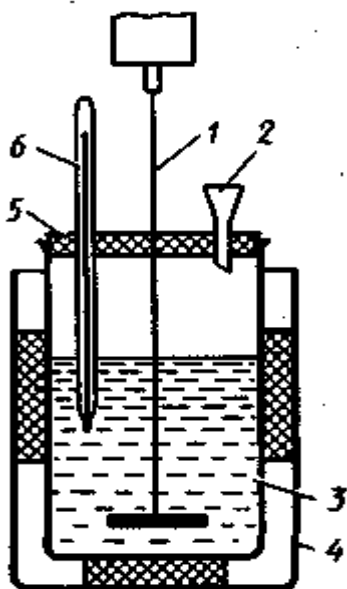


Рисунок 19. Калориметрическая установка: 1- мешалка; 2 - воронка; 3 - калориметрический (внутренний) стакан; 4 - наружный стакан; 5 - крышка из пенопласта; 6 - термометр.

Таблица 5. Исходные данные

Масса калориметрического стакана m_1 , кг	Суммарный объем жидкости в стакане V, мл	Температура, К			
		$T_{\text{щ}}$	$T_{\text{к}}$	T_1	T_2

По полученным данным определите:

1. Разницу температур ($T_2 - T_1$).
2. Массу жидкости (m_2) в калориметрическом стакане (при расчете считать плотность жидкости равной единице).
3. Теплоемкость системы [при расчете считать удельную теплоемкость стекла $c_1 = 0,75 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К), а удельную теплоемкость раствора $c_2 = 4,18 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К)].
4. Количество теплоты (q), выделившейся при реакции.

5. Число молей нейтрализованной кислоты (щелочи) или число молей полученной воды (n), учитывая заданную молярную концентрацию и объем раствора.

6. Теплоту нейтрализации $\Delta H^\circ_{\text{T}} \text{H}_2\text{O}$ (кДж/моль).

Сравните полученную теплоту нейтрализации с теоретической и рассчитайте абсолютную и относительную ошибку опыта.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 5 и расчётные формулы с вычислениями теплоты нейтрализации (экспериментальной и теоретической), абсолютной и относительной погрешности опыта, термохимическое уравнение проведенной реакции.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Что называется теплотой образования вещества?
3. Что такое энтальпия нейтрализации? Почему энтальпия нейтрализации сильных кислот и оснований одинакова для различных кислот и оснований, а энтальпия нейтрализации слабых кислот и оснований зависит от природы реагирующих веществ?
4. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?
5. Как формулируется закон Гесса?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Установить правильную последовательность определения теплоты нейтрализации и дополнить формулами:
 - 1) налить определенный объем раствора щелочи в химический стакан и измерить ее температуру
 - 2) Рассчитать энтальпию реакции нейтрализации по формуле
 - 3) провести реакцию нейтрализации
 - 4) рассчитать изменение температуры системы
 - 5) налить определенный объем раствора кислоты в химический стакан и измерить ее температуру
 - 6) вычислить теплоту реакции нейтрализации по формуле
2. Экспериментально теплоты сгорания (а также энтальпии образования) определяют в специальном приборе, называемом

1.	спектрофотометром	3.	аппаратом Кипа
2.	калориметром	4.	колориметр

3. Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку

1.	ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей	3.	для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации
2.	ее протекание требует столкновения реагирующих частиц	4.	при ее протекании не затрагиваются ядра атомов

4. Тепловой эффект, а также изменение энтальпии химической реакции зависят от температуры, давления и агрегатного состояния вещества. Поэтому при сопоставлении величин Q_p и ΔH приняты определенные стандартные условия. За стандартные принимают значения

1.	давления 1 атм и температуры 0°C	3.	давления 100 Па и температуры 100K
----	----------------------------------	----	------------------------------------

2.	давления 101325 Па и температуры 273K	4.	давления 101325 Па и температуры 298K
----	---------------------------------------	----	---------------------------------------

5. Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении – это...

1.	изменение энтальпии в результате химической реакции	3.	количество выделившейся или поглощенной теплоты в результате взаимодействия между собой строго определенных количеств веществ
2.	изменение внутренней энергии в результате химической реакции	4.	работа, выполненная в ходе химической реакции

- В чем заключается физико-химическая сущность калориметрического метода определения тепловых эффектов химических реакций?
- Вывести формулу для расчета постоянной калориметра, зная удельную теплоемкость стеклянного стакана и раствора. Почему в расчет не входит масса внешнего стакана?
- Каково соотношение между величинами теплоты нейтрализации сильных кислот сильными основаниями и теплоты диссоциации воды?
- Энтальпия растворения в воде кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и безводного сульфата меди (II) равны соответственно +11,7 кДж/моль и - 66,1 кДж/моль. Вычислите энтальпию присоединения пяти молекул воды к молекуле сульфата меди по реакции (в расчете на 1 моль):

$$\text{CuSO}_{4(\text{кр})} + 5\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(\text{кр})}$$
- Энтальпия растворения в воде безводной соли и кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равны соответственно -25 кДж/моль и +67 кДж/моль. Вычислить энтальпию присоединения 10 молекул воды к молекуле карбоната натрия.

Литература

- Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КноРус, 2013. – 752 с.
- Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М.: Высшая школа, 2006. - 558 с.
- Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
- Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
- <http://www.chem.msu.ru> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

8. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы. Изучение скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определение скорости реагирующих веществ;

– зависимость скорости реакции от различных факторов: концентрации, температуры, площади поверхности твердой фазы, катализатора;

– математические формулы расчета скорости реакции исходя из закона действующих масс, формулу расчета температурного коэффициента по правилу Вант-Гоффа.

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: определять скорость химической реакции;

– писать кинетические уравнения скорости реакции;

– устанавливать зависимость скорости реакции от влияния различных факторов и представлять их в виде графической зависимости.

– рассчитывать величину температурного коэффициента на основании экспериментальных данных

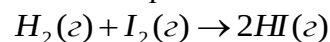
Владеть: навыками применения методов математического анализа для проведения химического эксперимента по установлению скорости химической реакции и влияния различных внешних факторов на нее;

– навыками расчета скорости химической реакции, температурного коэффициента.

Теоретическая часть

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действующих масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции



закон действующих масс может быть записан

$$v = kC(H_2) \cdot C(I_2)$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости; $C(H_2)$ и $C(I_2)$ – концентрации реагирующих веществ.

Реакции в гетерогенной системе [например, $C(k) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$] осуществляются на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концентрации веществ, но и от площади поверхности раздела. Так, для вышеуказанной реакции закон действующих масс имеет вид

$$v = kC(O_2) \cdot S$$

где k – константа скорости; $C(O_2)$ – концентрация кислорода; S – площадь поверхности раздела между фазами.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2 , γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов.

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходуемых в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Секундомер. Водяная баня (с крышкой имеющей отверстия для пробирок) – 2 шт. Термометр на 50°C . Стеклянная палочка. Пипетки капельные. Фильтровальная бумага. Шпатель. Реактивы кристаллические: карбонат кальция (мел). Реактивы концентрированные: хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Вода дистиллированная. Растворы: тиосульфата натрия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н., насыщ.), роданида калия (0,5 н., насыщ.), сульфата меди (0,5 н.).

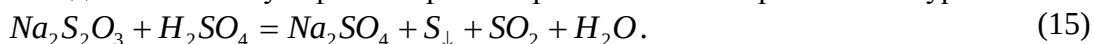
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

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

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Приготовьте три раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 5 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 10 капель воды, во вторую – 10 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 5 капель воды, в третью – 15 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в моль) будет: в пробирке № 1 – c , в пробирке № 2 – $2c$, в пробирке № 3 – $3c$.

В пробирку № 1 добавьте одну каплю серной кислоты (H_2SO_4) и одновременно включите секундомер. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавьте по одной капле серной кислоты в пробирки № 2 и № 3; отмечая время до появления в растворе опалесценций. *Данные опыта занесите в таблицу 6. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагента.*

Таблица 6. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагента.

№ наблюдения	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, отн. ед.	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $1/\tau$, с^{-1}
1			
2			
3			

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

Чтобы выяснить, как влияет температура на скорость реакций, проведём реакцию (15), отмечая время её протекания секундомером, три раза: одно наблюдение выполним при комнатной температуре, второе – при температуре на 10°C выше комнатной, третье – на 20°C выше комнатной.

Для выполнения данной работы используются два общих термостата (водяные бани), отрегулированные на определенную температуру: один – на 10°C выше комнатной температуры,

другой – на 20°C . Обозначим их соответственно №1 и №2. Температура воды в термостатах, а также температура воздуха в помещении контролируется термометром.

В одно из отверстий термостата №1 вставьте термометр, конец которого опустите в воду, в другое отверстие – пробирку с раствором H_2SO_4 и опущенной в него пипеткой, в третье – пробирку с 10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Аналогичные приготовления нужно сделать и на термостате №2. Пробирки нагреваются в течении 10-15 мин. В это время можно провести наблюдение при комнатной температуре. Для этого, взяв третью пробирку с 10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, нужно добавить в нее одну каплю серной кислоты и одновременно включить секундомер. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции.

Через 10-15 мин выдержки пробирок в термостатах выполним эти же измерения с нагретыми реактивами: не вынимая пробирки с тиосульфатом из термостата, добавим в неё одну каплю серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате, и определим время течения реакции. *Полученные данные занесите в таблицу 7. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от температуры.*

Таблица 7. Зависимость скорости химической реакции от температуры

№ наблюдения	Температура t, °C	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $1/\tau$, с^{-1}
1			
2			
3			

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

Возьмите два небольших по возможности одинаковых кусочка мела (CaCO_3). Один из них положите на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместите в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую коническую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте одинаковое количество (10-20 капель) концентрированной HCl . Отметьте время полного растворения мела в каждом случае (приблизительно).

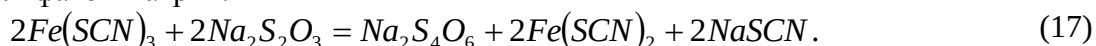
Напишите уравнение соответствующей реакции и опишите результаты наблюдения.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции.

В две пробирки внесите по 10 капель раствора роданида калия (KSCN) и по 1 капле раствора хлорида железа (III) (FeCl_3). В результате реакции образуется роданид железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ темно-красного цвета:



В одну из пробирок добавить 1 каплю раствора сульфата меди (CuSO_4). В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия:



Отметить все наблюдаемое. Что являлось катализатором в данном опыте?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Результаты наблюдений для опытов 1 и 2 указываются в таблицах 6 и 7 и в виде схематических рисунков. Для опытов 3 и 4 наблюдения запишите после методик выполнения. Далее для каждого опыта сформулируйте и запишите вывод.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

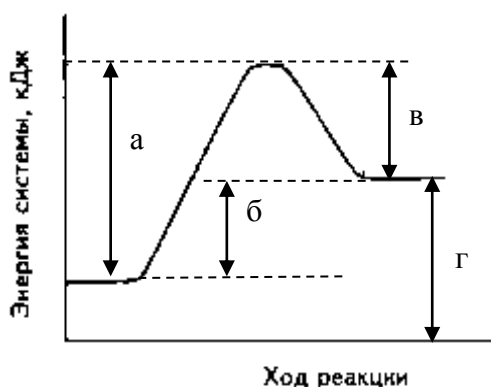
1. Дайте определение скорости гомогенной химической реакции. Каковы ее физический смысл и единицы?
2. Перечислите факторы, влияющие на величину скорости химических реакций.
3. Какова зависимость скорости химических реакций от концентрации реагентов? Как называется закон, определяющий эту зависимость? Как он формулируется?
4. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?
5. Что называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?
6. Что такое катализаторы? Какие вещества могут выступать в роли катализаторов? Как можно объяснить их влияние на скорость реакции?

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Какие факторы влияют на выражение скорости химической реакции?

1.	концентрация реагирующих веществ	3.	температура
2.	природа реагирующих веществ	4.	присутствие катализатора

2. Какой из отрезков на диаграмме соответствует тепловому эффекту реакции?



1.	а	3.	в
2.	б	4.	г

3. С уменьшением давления в 3 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, уменьшится:

1.	в 3 раза	3.	в 27 раз
2.	в 9 раз	4.	в 81 раз

4. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между

1.	Zn и KOH(p - p)	3.	CaCO ₃ и HCl(p - p)
2.	Ca и HCl(p - p)	4.	Na ₂ CO ₃ (p - p) и HCl(p - p)

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. При повышении температуры на 50 °C скорость реакции:

1.	возрастает в 32 раза	3.	увеличивается в 100 раз
2.	возрастает в 5 раз	4.	не изменяется

6. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию оксида углерода (II) увеличили от 0,05 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора от 0,03 до 0,06 моль/л. Вычислите, во сколько раз возросла скорость прямой реакции.

7. Растворение образца алюминия в растворе гидроксида калия при 20 °С заканчивается через 36 минут, а при 40 °С такой же образец металла растворяется за 4 мин. За какое время данный образец алюминия растворится при 65 °С?
8. При некоторой температуре и давлении в сосуде вместимостью 0,5 л находится 0.03 моль диоксида азота. Вычислите константу скорости k_1 реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$, если скорость реакции при данных условиях равна 1,08 моль/(л·с).
9. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 °С.
10. Вычислите температурный коэффициент некоторой реакции, если при повышении температуры от 50 до 100 °С скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.

9. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы. Изучение влияния различных факторов на химическое равновесие и расчет константы равновесия.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: способы смещения химического равновесия;

– влияние различных факторов (концентрации, температуры, давления) на смещение химического равновесия;

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: использовать принцип Ле – Шателье для определения условий (температура, давление, концентрация) смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции;

– записывать выражение константы равновесия по уравнению реакции для гомогенной и гетерогенной системы;

– вычислять значение константы равновесия по значениям равновесных концентраций реагентов.

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по установлению влияния различных факторов на смещение химического равновесия;

– навыками расчета константы химического равновесия.

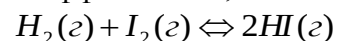
Теоретическая часть

Понятие химического равновесия применимо только к обратимым реакциям. Химическим равновесием называют такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции $\vec{v}$ равна скорости обратной реакции $\vec{v}$. Равенство $\vec{v} = \vec{v}$ является кинетическим условием химического равновесия.

Химическое равновесие характеризуется постоянством величины энергии Гиббса системы G . Равенство $\Delta G = 0$ является термодинамическим условием химического равновесия.

Химическое равновесие характеризуется постоянным для данных условий соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии.

Величина, равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях их стехиометрических коэффициентов, называется константой равновесия. Для обратимой реакции



выражение для константы равновесия имеет вид

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]},$$

где квадратными скобками обозначены равновесные концентрации указанных веществ. Константа равновесия зависит от природы реагентов, температуры и не зависит от исходной концентрации веществ в системе.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока постоянны параметры, при которых оно установилось. При изменении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей и новыми равновесными концентрациями всех веществ.

Равновесие смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по-разному влияет на скорости прямой и обратной реакций. Равновесие смещается в сторону той реакции, скорость которой при нарушении равновесия становится больше. Например, если при изменении внешних условий равновесие нарушается так, что скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ($\vec{v} > \vec{v}$), то равновесие смещается вправо.

В общем случае направление смещения равновесия определяется принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия.

Оборудование и материалы

Установка для демонстрации влияния температуры на химическое равновесие: две сообщающиеся стеклянные ампулы с NO_2 , закрепленные в штативе; стеклянные стаканы 1000 мл - 2 шт.; термометры 0-100°C - 2 шт.. Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Шпатель. Реактивы кристаллические: хлорид калия. Лед измельченный. Вода дистиллированная. Растворы: хлорида железа (III) (0,5 н., насыщ.), роданида калия (0,5 н., насыщ.).

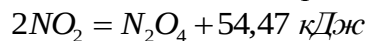
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

Реакция полимеризации диоксида азота протекает по уравнению



Газ NO_2 темно-бурого цвета, N_2O_4 – бледно-желтый, почти бесцветный. Поэтому по изменению окраски газовой смеси можно судить об изменении концентрации ее компонентов, т.е. смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Расположим установку (рис. 20) с двумя запаянными ампулами (с оксидами азота) на фоне белого экрана. Ампулы с окрашенным газом должны быть размещены в правом и левом стаканах емкостью 2 дм³. Заполним оба стакана на 2/3 водой комнатной температуры. Измерим температуру в правом и левом стаканах при помощи термометра. Результаты измерения и окраску газа в левой и правой ампулах занесем в таблицу 8.

После добавим в стаканы: в правый стакан горячую воду (кипяток) до достижения температуры воды в стакане 50°C, в левый стакан измельченный лед до установления температуры равной 0°C. Измерим температуру воды в левом и правом стаканах; результаты измерения занесем в таблицу. Оставим установку на 20-30 минут для установления температуры в колбах, постоянно контролируя и поддерживая температуру в левом стакане добавлением льда; в правом – добавлением горячей воды. По окончании зафиксируйте окраску газа в левой и правой ампулах.

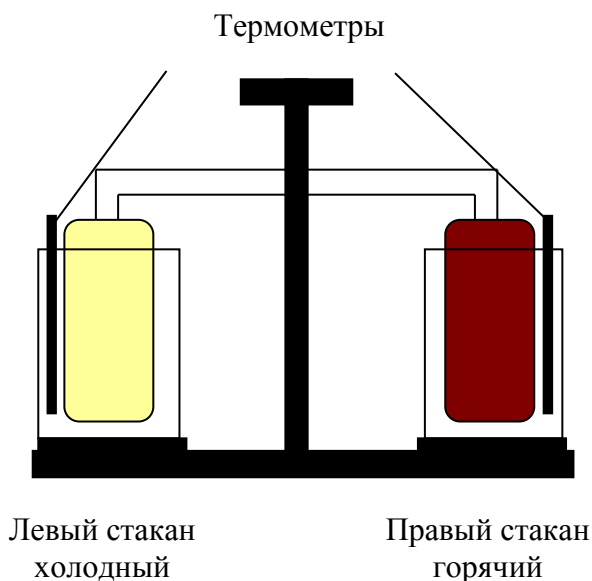


Рисунок 20. Установка для демонстрации влияния температуры на химическое равновесие

Таблица 8. Результаты опыта 1.

Ампула с оксидами азота	Окраска газа до и после установления равновесия		Температура (°C) до и после установления равновесия		Равновесие сместилось (влево или вправо)
	До	После	До	После	
Левая					

Правая					
--------	--	--	--	--	--

Опыт 2. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия обратимых реакций

Реакция (16) является обратимой. Это позволяет рассмотреть, как влияют добавки реактивов на смещение равновесия по интенсивности окраски раствора.

В четыре пробирки внесите по 5-7 капель разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия, и перемешайте. Окрашенные растворы должны быть прозрачными. Если окраска слишком интенсивная, то разбавьте растворы одинаковым количеством дистиллированной воды. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора $FeCl_3$, во вторую – 1 каплю насыщенного раствора $KSCN$, в третью – несколько кристалликов хлорида калия. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Запишите свои наблюдения, отвечая на вопрос: как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия? Напишите выражение константы равновесия реакции (16).

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Результаты наблюдений для опытов 1 указываются в таблице 8, а для опыта 2 записываются после методики выполнения. Далее для каждого опыта сформулируйте и запишите вывод.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. Что такое химическое равновесие?
3. Запишите математическое выражение для константы химического равновесия?
4. Может ли катализатор влиять на состояние химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье?
5. Каково влияние концентраций исходных веществ и продуктов реакции на состояние химического равновесия в системе.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Как изменяется константа равновесия при повышении температуры?

1.	сначала увеличивается, затем уменьшается	3.	увеличивается
2.	уменьшается	4.	увеличивается для эндотермических реакций и уменьшается для экзотермических

2. Для смещения химического равновесия обратимой реакции, уравнение которой в системе $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3(g) + Q$ в сторону продуктов реакции необходимо:

1.	увеличить концентрацию NH_3	3.	повысить давление
2.	повысить температуру	4.	применить катализатор

3. В какой системе одновременное увеличение давления и понижение температуры смещает химическое равновесие в сторону продуктов реакции

1.	$CO_{2(g)} + 2C_{(тв)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} - Q$	3.	$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)} + Q$
2.	$2NO_{(г)} \leftrightarrow N_{2(g)} + O_{2(g)} + Q$	4.	$2NH_{3(g)} \leftrightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)} - Q$

4. Для реакции $\text{Si}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{SiO}_{2(\text{т})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$ укажите правильно записанное выражение для константы равновесия K_c :

1.	$K_c = \frac{[\text{SiO}_2][\text{H}_2]^2}{[\text{Si}][\text{H}_2\text{O}]^2}$	3.	$K_c = \frac{[\text{SiO}_2] + 2[\text{H}_2]}{[\text{SiO}_2] + 2[\text{H}_2\text{O}]}$
2.	$K_c = \frac{[\text{H}_2]^2}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$	4.	$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]}$

5. Какие утверждения справедливы (три ответа) для реакции, протекающей по уравнению:
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})} + Q$

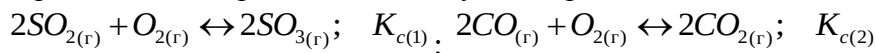
- 1) формула для определения скорости прямой реакции: $v = k \cdot [\text{CO}]^3$
- 2) при увеличении давления равновесие реакции смещается в сторону продуктов реакции
- 3) при увеличении температуры равновесие реакции смещается в обратном направлении
- 4) реакция является гетерогенной
- 5) при увеличении давления равновесие реакции смещается в сторону исходных веществ
- 6) при увеличении температуры равновесие реакции смещается в прямом направлении.

6. Какие условия (температура, давление, концентрации участников реакции, катализатор) необходимы для повышения выхода хлора по обратимой реакции
 $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 116,4 \text{ кДж}$

7. Напишите выражение для константы равновесия системы $\text{O}_{2(\text{г})} + 4\text{HCl} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
 Вычислите, чему будут равны скорости прямой и обратной реакции, если давление в реакционной смеси увеличить в 2 раза. В сторону какого процесса сместится равновесие?

8. В сосуд вместимостью 0,5 л было помещено 0,5 моль водорода и 0,5 моль азота. При некоторой температуре к моменту равновесия образовалось 0,02 моль аммиака. Вычислите константу равновесия.

9. Выразите константу равновесия K_c реакции $\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{SO}_{3(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})}$;
 через константы равновесия следующих реакций:



Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

10. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы. Познакомиться с различными способами выражения состава растворов, освоить расчеты и методику приготовления растворов заданной состава способами: 1) навеской твёрдого вещества, 2) путем разбавления концентрированного раствора.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: методические приемы приготовления растворов различных концентраций;

– способы выражения концентрации растворов;

– математические представления расчета различных видов концентраций, приемы перевода одной концентрации в другую.

Уметь: на основании рациональных методов готовить растворы определенного содержания вещества в растворе;

– использовать соответствующий физико-математический аппарат для определения по плотности раствора массовой доли растворенного вещества;

– выражать содержание растворенного вещества в растворе разными способами (массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов).

Владеть: приемами работы с аналитическими весами, измерительной посудой, ареометрами при приготовлении растворов;

– навыками проведения математических расчетов разных видов концентраций.

Теоретическая часть

Способы выражения содержания растворенных веществ в растворах можно разделить на три вида (табл. 9).

Таблица 9. Способы выражения содержания вещества в растворе

Доля	Концентрация	Внесистемные единицы
Массовая ω	Массовая ρ (титр T) Молярная C или C_M	Моляльность C_m
Объемная φ	Молярная конц. эквивалентов (нормальность) $C_{экв}$ или C_N	Отношения (массовые объемные, молярные)
Мольная χ	Атомная (абсолютная чистота)	

Массовая доля – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовая доля выражается в относительных единицах (сумма массовых долей всех компонентов равна 1) либо в процентах (сумма массовых долей всех компонентов равна 100). Массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, называется иногда процентной концентрацией (*масс. %*):

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^k m_i} \quad \text{или} \quad \omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^k m_i} 100\%$$

где ω_i – массовая доля i -го компонента; m_i – масса i -го компонента, г; k – количество компонентов в системе ($k > 2$).

Мольная доля – отношение количества молей растворенного вещества к общему количеству молей в растворе:

$$\chi_i = \frac{\nu_i}{\sum_{i=1}^k \nu_i},$$

где χ_i – мольная доля i -го компонента; ν_i – количество молей i -го компонента, *моль*. Мольная доля аналогично массовой доле выражается в относительных единицах или процентах.

Объемная доля – отношение объема растворенного вещества к общему объему раствора:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V},$$

где φ_i – объемная доля i -го компонента, V – объем раствора, л; V_i – объем i -го компонента, л.

Моляльность – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя (моль/кг):

$$C_m = \frac{\nu_i \cdot 1000}{m_0},$$

где m_0 – масса растворителя, г.

Массовая концентрация – величина, равная отношению массы растворенного вещества к общему объему раствора (кг/л):

$$\rho_i = \frac{m_i \cdot 10^{-3}}{V}.$$

В химическом анализе для обозначения массовой концентрации применяется понятие **титра**. Под титром обычно понимают число граммов растворенного вещества, содержащееся в 1 мл раствора. Титр обозначают буквой T с указанием формулы соответствующего вещества. Например, 0,1 н. раствор серной кислоты содержит 0,0049 г H_2SO_4 в 1 мл раствора. Это означает, что $T(H_2SO_4) = 0,0049$ г/мл.

Молярная концентрация – величина, равная отношению количества растворенного вещества к общему объему раствора (моль/л или М):

$$C = \frac{\nu_i}{V} = \frac{m_i}{MV},$$

где M – молярная масса i -го компонента, г/моль.

Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) – величина, равная отношению числа эквивалентов растворенного вещества к общему объему раствора (моль/л или н.):

$$C_{\text{экв}} = \frac{n_{\text{э}}}{V} = \frac{m_i}{M_{\text{экв}} V},$$

где $n_{\text{э}}$ – количество эквивалентов растворенного вещества (i -го компонента), моль; $M_{\text{экв}}$ – эквивалентная масса i -го компонента, г/моль.

Массовые, объемные или молярные отношения – отношения масс, объемов или количества молей компонентов и остальной части системы, выраженные в соответствующих единицах. Например, $HF : HNO_3 = 1 : 2$ масс. ч., т.е. массовое отношение HF к HNO_3 соответствует 1:2. Массовыми и объемными отношениями широко пользуются при разработке условий проведения различных технологических.

Моляльность, молярная доля и массовая доля широко используются в физико-химических исследованиях, так как они не связаны с объемом раствора и не зависят от температуры. В химическом анализе для количественных определений часто пользуются титром и нормальной концентрацией, поскольку они наиболее удобны в расчётах и характеризуют содержание вещества в растворе с высокой точностью.

Оборудование и материалы

Весы теххимические. Часовое стекло (или лоток из вощеной бумаги). Шпатель (или ложка). Цилиндры мерные на 25, 50, 100, 250 мл. Кристаллические реактивы: карбонат натрия. Вода дистиллированная.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Приготовление концентрированного раствора карбоната натрия с заданной массовой долей

Рассчитайте массу навески Na_2CO_3 и объем воды в соответствии с данными вашего варианта (см. табл. 12, раствор №1). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 10.

Определите на весах массу лотка для взвешивания с точностью до 0,01 г, поместите в него с помощью шпателя небольшое количество порошка Na_2CO_3 . Доведите массу лотка с порошком до требуемого значения, осторожно добавляя его на лоток с помощью шпателя.

Перенесите навеску в колбу (стакан) и добавьте в нее примерно половину рассчитанного объема дистиллированной воды. Воду предварительно отмерить с помощью мерного цилиндра. Перемешивая, добейтесь полного растворения Na_2CO_3 . Добавьте в полученный раствор оставшуюся часть воды и вновь перемешайте раствор.

Таблица 10. Результаты опыта 1.

Исходные данные			Результаты расчетов	
Массовая доля раствора ω , %	Объём раствора V , мл	Плотность раствора ρ , г/см ³	Масса навески m , г	Объём воды V , мл

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора карбоната натрия с заданной молярной концентрацией

Рассчитайте объемы концентрированного раствора № 1, приготовленного в опыте 1, и дистиллированной воды, которые необходимы для приготовления раствора № 2 в соответствии с данными вашего варианта (табл. 12). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 11.

С помощью мерных цилиндров отмерьте рассчитанные объёмы раствора № 1 и воды и поместите их в коническую колбу на 250 мл. Полученный раствор перемешайте. Сохраните раствора № 2 для выполнения работы № 11 (перелейте в чистую пластиковую бутылку, подпишите и отдайте лаборанту).

Таблица 11. Результаты опыта 2

Исходные данные				Результаты расчетов	
Раствор №1		Раствор №2		Для приготовления раствора №2 необходимо взять V , мл	
ω , %	ρ , г/см ³	C , моль/л	V , мл	раствора №1	дист. воды

Таблица 12. Варианты заданий к работе № 10.

Вариант	Данные для приготовления растворов Na_2CO_3				
	Раствор № 1 (концентрированный)			Раствор № 2 (разбавленный)	
	ω , %	ρ , г/см ³	V , мл	C , моль/л	V , мл
1	2	1,019	190	0,10	200
2	4	1,039	150	0,11	100
3	6	1,060	180	0,16	250
4	8	1,081	120	0,18	200
5	2	1,019	140	0,09	100
6	4	1,039	170	0,12	250
7	6	1,060	130	0,17	100
8	8	1,081	110	0,19	200

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. После методики каждого опыта должна следовать таблица результатов по указанной форме (табл. 10-11) и далее расчётные формулы с вычислениями.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объём и плотность раствора.
2. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности и мольной доли растворённого вещества.
3. Определите массовую долю серной кислоты в растворе с плотностью, равной $1,200 \text{ г/см}^3$, если в таблице приведены значения плотности, равные $1,190 \text{ г/см}^3$ и $1,205 \text{ г/см}^3$, которым соответствуют массовые доли кислоты 26 % и 28 %.
4. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества и моляльности раствора.
5. Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Соотнесите выражение данного вида концентрации, формулу и размерность

ВЫРАЖЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ

- 1) Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора
- 2) Безразмерная величина, равная отношению массы этого вещества к массе раствора, может выражаться в процентах
- 3) Число моль растворенного вещества 1000 г растворителя
- 4) Число молей растворенного вещества, содержащегося в одном литре раствора

ФОРМУЛА:

А)	$C_m = \frac{m(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{m(\text{растворителя})}$	В)	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$
Б)	$C_M = \frac{n(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{V(\text{раствора})}$	Г)	$C_H = \frac{n_{\text{э}}(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{V(\text{раствора})}$

РАЗМЕРНОСТЬ

И) моль/л II) моль\кг III) % IV) моль·эkv / л

2. К 700 г водного раствора этанола с массовой долей 20% добавили 240 мл $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (плотность 0,8 г/мл). Рассчитайте массу спирта в полученном растворе.

1.	380	3.	332
2.	892	4.	188

3. Смешали 25 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 16% и 30 мл раствора ($\rho=1,2 \text{ г/мл}$) с массовой долей того же вещества 20%. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

1.	18,0	3.	18,2
2.	18,4	4.	18,9

4. Определите молярную концентрацию 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 г/мл.

1.	2,2 М	3.	2,5 М
2.	2,3 М	4.	3 М

5. Определите молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 г/мл.

1.	6,0 Н	3.	6,8 Н
2.	6,5 Н	4.	7,0 Н

6. Определить молярность и нормальность растворов, содержащих в 600 мл по 30 г следующих веществ: а) $Al_2(SO_4)_3$; б) $NaOH$; в) H_3PO_4 .
7. Карбонат натрия, какой массы содержится в растворе объемом 250 мл, для которого молярная концентрация эквивалента равна 0,2 моль/л.
8. Определить массовую долю (в %) следующих растворов:
а) 4,9 н. H_2SO_4 ($\rho=1,15$ г/мл); б) 0,9 моль/л HNO_3 ($\rho=1,03$ г/мл).
9. Определить процентную и молярную концентрации раствора азотной кислоты, полученного смешением 0,85 л 60%-ного раствора HNO_3 с плотностью 1,373 г/мл и 0,25 л 24,5%-ного раствора с плотностью 1,145 г/мл.
10. Сколько миллилитров раствора серной кислоты ($\rho=1,143$ г/мл) с массовой долей 20% требуется для приготовления 250 мл 2,1 М раствора?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

11. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА ТИТРОВАНИЕМ

Цель работы. Освоить способ определения концентрации раствора методом титрования. Экспериментально найти точную концентрацию разбавленного раствора карбоната натрия.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: методику проведения титриметрического анализа;

– приемы приготовления стандартных растворов;

– формулы для расчета концентрации титруемого раствора.

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: титровать рабочий раствор по установочному веществу;

– устанавливать точку эквивалентности и конца титрования;

– рассчитывать эквивалентную концентрацию и титр раствора;

Владеть: навыками проведения процедуры титрования и установления точки эквивалентности;

– навыками математических вычислений, необходимых для определения концентрации раствора.

Теоретическая часть

Концентрацию раствора с высокой точностью можно определить методом титрования.

Титрованием называют медленное приливание раствора реагента к раствору анализируемого вещества. При этом концентрация раствора реагента должна быть известна заранее.

При титровании употребляют количество реагента, химически эквивалентное определяемому веществу, т.е. точно отвечающее уравнению реакции. Поэтому в ходе титрования необходимо установить момент окончания реакции или, как говорят, определить точку эквивалентности. Если в основе титрования лежит реакция нейтрализации, то точку эквивалентности определяют по изменению окраски кислотно-основных индикаторов (метилового оранжевого, фенолфталеина и др.). Достигнув точки эквивалентности, титрование прекращают.

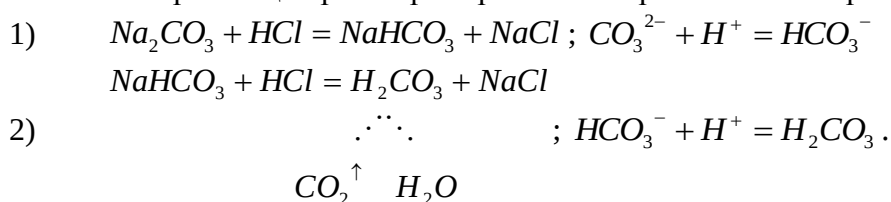
В основе вычислений лежит закон эквивалентов для растворов: произведение молярной концентрации эквивалентов на объем раствора есть величина постоянная для обоих реагирующих веществ. Обозначив объемы обоих растворов через V_1 и V_2 , а молярные концентрации эквивалентов через $C_{\text{экв}1}$ и $C_{\text{экв}2}$, получим

$$C_{\text{экв}1} \cdot V_1 = C_{\text{экв}2} \cdot V_2 \quad (18)$$

Пользуясь этим уравнением, вычисляют концентрацию определяемого раствора по результатам титрования.

Водный раствор карбоната натрия вследствие гидролиза имеет щелочную реакцию среды. Поэтому титрование данного раствора основано на реакции нейтрализации его кислотой (например 0,1 н. HCl).

Нейтрализация раствора карбоната натрия кислотой происходит в две стадии:



Таким образом, если кислоты добавлено в достатке для полной нейтрализации карбоната (реакция прошла по обеим стадиям), то $M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/2 = 53 \text{ г/моль}$. В случае протекания реакции только по 1-й стадии $M_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/1 = 106 \text{ г/моль}$.

В процессе реакции изменяется кислотность раствора, поэтому об окончании титрования можно судить по изменению окраски индикаторов. Точка эквивалентности для 1-й стадии нейтрализации определяется с помощью фенолфталеина (окраска изменяется от малиновой до бесцветной), для 2-й стадии – метилоранжа (от желтой до бледно-оранжевой).

Оборудование и материалы

Колбы плоскодонные на 250 мл (или более). Химические стаканы на 50 (или 100 мл). Бюретки на 25 мл с штативами. Пипетки Мора на 10 мл. Индикаторы: фенолфталеин (р-р), метиловый оранжевый (р-р). Стандартный раствор хлороводородной кислоты (0,1 н).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Приготовьте установку для титрования, состоящую из бюретки на 25 мл, помещенной на штатив и 3-х плоскодонных колб на 200 или 250 мл.

Получите у лаборанта стандартный 0,1 н. раствор HCl и стакан на 50-100 мл для заполнения бюретки. Подготовьте бюретку к работе по указаниям из лабораторной работы № 2.

Также в соответствии с указаниями из лабораторной работы № 2 по работе с пипетками отберите в колбы точный объем (аликвотную часть V_a) раствора Na_2CO_3 с помощью пипетки Мора на 10 мл.

В зависимости от вашего варианта (табл. 14) титрование будет проводиться до окончания 1-й или 2-й стадии нейтрализации Na_2CO_3 . Соответственно добавляйте в каждую колбу либо раствор фенолфталеина (3-4 капли), либо – метилового оранжевого (1-2 капли).

Оттитруйте первую колбу путем добавления малых порций HCl из бюретки и тщательного перемешивания содержимого. Когда окраска раствора начнет изменяться, добавляйте титрант по каплям и прекратите титрование в момент, когда от очередной капли окраска станет бесцветной (фенолфталеин) или бледно-оранжевой (метиловый оранжевый). Определите по делениям бюретки израсходованный на титрование объем раствора HCl (с точностью до 0,1 мл) и запишите его. Оттитруйте 2-ю и 3-ю колбы. Полученные результаты занесите в таблицу 13 и рассчитайте среднее значение объема HCl – $V_{ср}$.

По закону эквивалентов (18) вычислите молярную концентрации эквивалентов раствора карбоната натрия. Также рассчитайте молярность раствора Na_2CO_3 по формуле:

$$C(Na_2CO_3) = \frac{C_{эkv}(Na_2CO_3)}{n(Na^+)},$$

где $n(Na^+)$ равно 1 или 2 в соответствии с количеством стадии реакции;

Сделайте вывод, почему фактическая молярная концентрация раствора Na_2CO_3 не совпадает с той, которая была задана при приготовлении раствора (сравните данные табл. 11 и 13).

Таблица 13. Результаты опыта

Затраченные на титрование объемы растворов, мл					Концентрация раствора Na_2CO_3 ,	
Na_2CO_3	HCl				молярная эквивалентов, моль/л	молярная, моль/л
V_a	V_1	V_2	V_3	$V_{ср}$		

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта. После методики должна следовать таблица результатов по указанной форме (табл. 13) и далее расчётные формулы с вычислениями.

Таблица 14. Варианты заданий к работе № 11.

Вариант	Индикатор для титрования	Вариант	Индикатор для титрования
1	метилоранж	5	метилоранж
2	метилоранж	6	метилоранж
3	фенолфталеин	7	фенолфталеин
4	фенолфталеин	8	фенолфталеин

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Как связаны объемы растворов двух реагирующих веществ с молярными концентрациями их эквивалентов в этих растворах? Где на практике используется эта зависимость?
2. Для чего используется и в чем заключается метод титрования?
3. Какова роль индикатора в процессе титрования?
4. Почему титрование следует проводить как минимум три раза?
5. Что показывает величина относительной ошибки приготовления раствора? Почему концентрация кислоты, найденная методом титрования, может отличаться от заданного значения?

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Вещества, которые используют в титриметрическом анализе для фиксирования точки эквивалентности, называются

1.	установочными	3.	индикаторами
2.	эталоны	4.	рабочими

2. В методе нейтрализации в качестве рабочих веществ используют

1.	KMnO ₄ , I ₂	3.	AgNO ₃ , NaCl
2.	трилон Б, MgSO ₄ ·7H ₂ O	4.	HCl, KOH

3. Раствор соляной кислоты, используемый для титрования можно приготовить

1.	по точной навеске	3.	из фиксанала
2.	по приблизительной навеске	4.	разбавлением концентрированного раствора

4. Кислотно-основные индикаторы - это вещества, окраска которых зависит от:

1.	концентрации индикатора	3.	константы диссоциации индикатора
2.	окислительно-восстановительного потенциала раствора	4.	pH раствора

5. Пипетку перед отбором аликвотной части анализируемого раствора ополаскивают

1.	водопроводной водой	3.	раствором титранта
2.	дистиллированной водой	4.	сначала дистиллированной водой, а затем анализируемым раствором

6. На нейтрализацию 20 мл раствора H₂SO₄ пошло 25 мл 0,05 н. раствора NaOH. Найти нормальность и титр раствора серной кислоты.
7. Какой объем 0,1 н. раствора щелочи пойдет на нейтрализацию 10 мл 10%-ного раствора HNO₃ (плотность 1,056 г/мл)?
8. На нейтрализацию 31 см³ 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность и титр раствора H₂SO₄?
9. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH?
10. Какая масса HNO₃ содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н. раствора NaOH?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

12. МАЛОРАСТВОРИМЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Цель работы. Ознакомление с общими свойствами малорастворимых электролитов и методикой расчетов, связанных с производением растворимости.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: произведение растворимости как характеристику растворимости труднорастворимых веществ;

- порядок вычисления произведения растворимости малорастворимого электролита по его растворимости;
- порядок вычисления растворимости электролита в воде по известному произведению растворимости.

На основании анализа и обобщения изученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: приготовить насыщенные растворы;

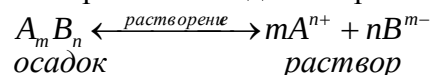
- вычислять растворимость вещества по заданному значению произведения растворимости и вычислять произведение растворимости по данным о растворимости;
- объяснять влияние температуры на растворимость веществ в зависимости от энтальпии процесса.
- пользоваться таблицей произведения растворимости малорастворимых веществ для сравнения их растворимости.

Владеть: навыками приготовления насыщенных растворов;

- навыками математических вычислений растворимости по величине произведения растворимости и наоборот;
- приемами определения относительной погрешности вычислений.

Теоретическая часть

подавляющее большинство электролитов обладает ограниченной растворимостью в воде. На практике часто встречаются гетерогенные системы, в которых осадок малорастворимого электролита находится в равновесии с насыщенным раствором этого электролита:



При насыщении раствора скорости процессов растворения кристаллизации одинаковы, а концентрация ионов над твердой фазой электролита ($C_{A^{n+}}$ и $C_{B^{m-}}$) являются равновесными при данной температуре.

Константа равновесия гетерогенного процесса определяется только произведением концентраций ионов в растворе и не зависит от концентрации твердого компонента:

$$K = C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n = PP_{A_m B_n}.$$

Таким образом, произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита при заданной температуре есть величина постоянная; ее называют **произведением растворимости** и обозначают PP .

Произведение растворимости как константа равновесия зависит от природы электролита и от температуры, но не зависит от концентрации ионов в растворе.

Зная, что PP – величина постоянная при $T = const$, можно сказать, что при увеличении концентрации одного из ионов в насыщенном растворе над твердой фазой концентрация другого иона уменьшается.

По известному произведению растворимости электролита $A_m B_n$ и концентрации одного из ионов ($C_{A^{n+}}$ и $C_{B^{m-}}$) можно рассчитать активность другого иона, необходимую для осаждения электролита $A_m B_n$. Математическим условием образования осадка в этом случае является выражение

$$C_{A^{n+}}^m C_{B^{m-}}^n \geq PP_{A_m B_n}.$$

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Растворы: хлороводородной кислоты (2 н.); уксусной кислоты (2 н.); аммиака (10%-ного); хлорида натрия (0,5 н.); хлорида кальция (0,5 н.); иодида калия (0,5 н.); нитрата серебра (1,0 н.); хромата калия (0,5 н.); оксалата аммония (0,5 н.); сульфида аммония; хлорид бария (0,5 н.); бромид натрия (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Дробное осаждение

В двух пробирках получите отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида натрия (NaCl) и хромата калия (K_2CrO_4) с нитратом серебра (AgNO_3), взяв по 2-4 капли каждого раствора. *Напишите ионные уравнения реакций, отметьте цвета осадков и запишите величину произведения растворимости для хлорида и хромата серебра. Какая соль менее растворима? Какое вещество будет выпадать в осадок в первую очередь из раствора, содержащего ионы Cl^- , CrO_4^{2-} , Ag^+ в равных концентрациях? Проверьте предположение опытом.* Для этого внесите в одну пробирку по 2-3 капли растворов NaCl и K_2CrO_4 , добавьте 5-6 капель воды и перемешайте растворы. Осторожно, по каплям (1-2 капли) прибавьте в него раствор AgNO_3 . *Что наблюдается? С какими ионами в первую очередь реагируют ионы серебра? Какое вещество при этом образуется? Добавьте в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Наблюдается ли образование хлорида серебра? Отметьте начало его образования при дальнейшем увеличении концентрации иона серебра.*

Объясните последовательность образования осадков в данном опыте, учитывая величины произведений растворимости хлорида и хромата серебра ($\text{PP}(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-1}$; $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-12}$).

Опыт 2. Сравнение полноты осаждения солей бария различными осадителями

Получите осадок оксалата бария (BaC_2O_4) взаимодействием 4 капель раствора хлорида бария (BaCl_2) и 6 капель оксалата аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$). Дайте раствору отстояться и прозрачный раствор перенесите пипеткой в две чистые пробирки по 3-4 капли в каждую. В одну из них добавьте 1-2 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, чтобы убедиться в полноте осаждения иона бария по отношению к ионам оксалата аммония ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$). В другую пробирку добавьте 3-4 капли раствора K_2CrO_4 . *Какое вещество выпадает в осадок?*

Напишите ионные уравнения протекающих реакций. Учитывая величины произведений растворимости оксалата и хромата бария ($\text{PP}(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,1 \cdot 10^{-7}$; $\text{PP}(\text{BaCrO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-10}$) и объясните образование осадка BaCrO_4 после удаления из раствора ионов бария в виде BaC_2O_4 . Каким из примененных реактивов наиболее полно удаляются ионы бария из раствора?

Опыт 3. Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков

В трех пробирках отдельно получите осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2-3 капли каждого реактива). *Отметьте цвет осадков.*

К осадкам в каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора аммиака. Размешайте содержимое пробирок. В растворе аммиака наблюдается растворение осадков с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Напишите уравнения реакций образования осадков и выражения произведений растворимости для хлорида, бромида и иодида серебра, укажите их значения ($\text{PP}(\text{AgCl}) =$

$1,78 \cdot 10^{-1}$; $PP(\text{AgBr}) = 5,3 \cdot 10^{-13}$; $PP(\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$). Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а иодид серебра практически нерастворим в аммиаке?

Опыт 4. Влияние концентрации ионов растворителя на растворение осадков

В двух пробирках получите осадок оксалата кальция взаимодействием растворов хлорида кальция (CaCl_2) и оксалата аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$), взяв по 2-3 капли каждого раствора. Добавьте в одну пробирку несколько капель концентрированного раствора HCl до полного растворения осадка. В другую пробирку столько же концентрированного раствора CH_3COOH . Отметьте практическую нерастворимость CaC_2O_4 в последнем случае.

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

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Для каждого опыта запишите уравнения реакций (краткая ионная форма обязательна), наблюдения и сформулируйте вывод. Ответьте на вопросы поставленные в опыте (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что характеризует величина *ПП* малорастворимого сильного электролита? От каких факторов зависит ее значение?
2. Как можно определить, выпадет ли осадок малорастворимого сильного электролита при смешивании растворов, содержащих образующие его ионы?
3. Что такое произведение растворимости и к каким веществам применимо это понятие?
4. Какие пути смещения равновесия в гетерогенных системах Вы знаете?
5. Как влияет на растворимость осадка введение в гетерогенную систему одноименных ионов?

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Произведение растворимости сульфата бария равно $1,1 \cdot 10^{-10}$. Осадок сульфата бария выпадет, если смешать равные объемы сульфата натрия и хлорида бария, концентрации которых (моль/л), соответственно равны

1.	$2 \cdot 10^{-6}$ и $1 \cdot 10^{-4}$	3.	$1 \cdot 10^{-5}$ и $0,2 \cdot 10^{-5}$
2.	$5 \cdot 10^{-5}$ и $4 \cdot 10^{-6}$	4.	$5 \cdot 10^{-4}$ и $2 \cdot 10^{-6}$

2. Наибольшая концентрация (моль/л) ионов Ag^+ образуется в насыщенном растворе соли, произведение растворимости которой

1.	$PP(\text{AgCl}) = 1,77 \cdot 10^{-10}$	3.	$PP(\text{AgI}) = 8,52 \cdot 10^{-17}$
2.	$PP(\text{AgBr}) = 5,35 \cdot 10^{-13}$	4.	$PP(\text{AgCN}) = 1,03 \cdot 10^{-12}$

3. В соответствии со значениями произведений растворимости при 25°C :
 $PP(\text{BaCO}_3) = 2,6 \cdot 10^{-9}$; $PP(\text{BaSeO}_4) = 3,4 \cdot 10^{-8}$; $PP(\text{BaMoO}_4) = 3,5 \cdot 10^{-8}$;
 $PP(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ наибольшая полнота осаждения ионов Ba^{2+} достигается разбавлением раствора соли

1.	Na_2CO_3	3.	Na_2MoO_4
2.	Na_2SeO_4	4.	Na_2SO_4

4. Растворимость фторида магния (MgF_2) равна $0,001$ моль/л. Определите произведение растворимости фторида магния.

1.	$1 \cdot 10^{-6}$	3.	$4 \cdot 10^{-9}$
2.	$4 \cdot 10^{-6}$	4.	$4 \cdot 10^{-12}$

5. Растворимость соли AB_2 равна $1,5 \cdot 10^{-3}$ г в 100 г раствора. Молекулярная масса соли равна 150. Вычислите PP .

1.	$4 \cdot 10^{-12}$	3.	$2 \cdot 10^{-12}$
2.	$2 \cdot 10^{-24}$	4.	$4 \cdot 10^{-24}$

6. Произведение растворимости Ag_3PO_4 составляет $1,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислите растворимость Ag_3PO_4 (моль/л) .

1.	$4 \cdot 10^{-12}$	3.	$2 \cdot 10^{-12}$
2.	$2 \cdot 10^{-24}$	4.	$4 \cdot 10^{-24}$

7. Как по величинам PP малорастворимых сильных электролитов можно определить, какой из них наименее растворим?
8. Составьте уравнение фазового равновесия в насыщенном растворе хромата бария. Приведите название, значение и выражение (по закону действующих масс) для константы этого равновесия. Используя справочные данные, укажите, сместится ли фазовое равновесие (и если «да», то в какую сторону) при добавлении: а) хромата калия, б) хлорида бария. Изменится ли масса осадка при этих воздействиях?
9. Следующие соли
а) $Ag_2C_2O_4$ б) CaF_2 в) PbC_2O_4 г) $RaSO_4$
имеют значения PP одного порядка (10^{-11}). Будут ли их растворимости иметь значения также одного и того же порядка?
10. В 3 л раствора сульфата свинца содержится в виде ионов 0,075 г Pb^{2+} . Является ли этот раствор насыщенным, если $PP(PbSO_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$ при $20^\circ C$.

Литература

- Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
- Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

13. ИНДИКАТОРЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH СРЕДЫ. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Цель работы. Формирование навыков приблизительного определения pH среды раствора. Приготовление и исследование свойств буферных растворов.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определение ионного произведения воды; значения pH и pOH для кислой, нейтральной и щелочной среды растворов;

– порядок расчета pH и pOH по известным концентрациям $[H^+]$, $[OH^-]$ и наоборот;

– окраску индикаторов в различных средах;

– основные буферные смеси, чаще всего используемые на практике.

На основании анализа и обобщения изученной информации, с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: сопоставлять значения pH и pOH со средой раствора;

– рассчитывать pH и pOH по известным концентрациям $[H^+]$, $[OH^-]$ и наоборот;

– объяснять буферное действие буферных смесей.

Владеть: навыками определения pH раствора в ходе протекания реакции;

– навыками расчета pH и pOH по известным концентрациям $[H^+]$, $[OH^-]$ и наоборот.

Теоретическая часть

Кислотность и щёлочность среды можно характеризовать концентрацией водородных ионов. При комнатной температуре для нейтрального раствора $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л; для кислого – $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л; для щелочного – $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л. Так как $[H^+]$ может меняться в очень широких пределах, то её удобно выражать в логарифмической шкале, вводя так называемый водородный показатель pH :

$$pH = -\lg[H^+].$$

Знак минус перед логарифмом ставят потому, чтобы не писать его перед величиной pH в тех случаях, когда концентрация ионов водорода меньше 1. Следовательно, для нейтрального раствора $pH=7$, для кислого $pH<7$, для щелочного $pH>7$.

Для определения реакции среды пользуются индикаторами – веществами, которые меняют свою окраску в зависимости от pH среды. Это изменение происходит в определённом интервале pH , например, у метилового оранжевого изменение окраски от жёлтой до красной происходит в интервале pH 4,4–3,1.

В таблице 15 показана зависимость между pH среды и окраской различных индикаторов.

При помощи индикаторов возможно приблизительное определение pH раствора. Например, если в испытуемом растворе метиловый оранжевый желтеет, а лакмус краснеет, то pH раствора лежит между 4,4–5,0. Набор индикаторов можно расширить и охватить всю шкалу водородного показателя. Особенно удобно пользоваться универсальным индикатором, нанесённым на полоски бумаги.

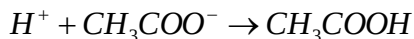
Таблица 15. Области перехода и цвет индикаторов

Кислотно-основной индикатор	Область перехода, pH	Цвет индикатора при значениях pH													
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	Красный		Оранжевый		Жёлтый									
Метиловый красный	4,2 – 6,3	Красный				Оранжевый		Жёлтый							
Лакмус	5,0 – 8,0	Красный				Фиолетовый				Синий					
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	Бесцветный										Малиновый			

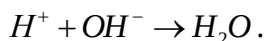
В химической практике часто применяются так называемые буферные растворы. Это такие растворы, которые отличаются свойством сохранять постоянное значение pH , при добавлении к

ним небольшого количества кислот или щелочей, при разбавлении и добавлении других реагентов. Буферные растворы – это обычные растворы какого-либо слабого основания и его соли или слабой кислоты и её соли, т.е. смеси электролитов, имеющих одинаковые ионы: например, $CH_3COOH + CH_3COONa$; $NH_4OH + NH_4Cl$; $Na_2CO_3 + NaHCO_3$.

Свойство буферных растворов сохранять определённое значение pH основано на способности связывать ионы водорода или гидроксила вводимых в них кислот или оснований. Например, если к буферной смеси, содержащей $CH_3COOH + CH_3COONa$, добавить HCl , то произойдёт связывание водородных ионов соляной кислоты



так как образуются молекулы слабой уксусной кислоты. Если добавить основание, то произойдёт связывание гидроксильных ионов водородными ионами, образующимися при диссоциации уксусной кислоты:



В обоих случаях pH раствора практически не изменяется.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Колба с мерными делениями. Вода дистиллированная. Индикаторы: лакмус (р-р), фенолфталеин (р-р), метиловый оранжевый (р-р), метиловый красный (р-р), универсальная индикаторная бумага. Растворы: хлороводородной кислоты (0,5 н.), уксусной кислоты (0,5 н.), едкого натра (0,5 н.), ацетата натрия (0,5 н.), хлорида аммония (0,5 н.), аммиака (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Определение pH раствора с применением набора индикаторов

Получите у лаборанта 3-4 мл раствора с неизвестным значением pH . В чистую пробирку отлейте приблизительно 1/3 полученного раствора и добавьте 3-4 капли раствора нейтрального лакмуса. Размешайте, наблюдая за окраской. Если при этом раствор покраснеет, реакция исследуемого раствора кислая ($pH \leq 5$). Посинение лакмуса покажет, что раствор имеет щелочную реакцию ($pH \geq 8$). Если окраска не меняется (фиолетовая), раствор считают нейтральным с pH в интервале от 5 до 8.

Если на лакмус реакция раствора окажется кислой, возьмите в другую пробирку приблизительно 1/3 полученного раствора и добавьте 1 каплю метилового красного. При появлении оранжевой окраски раствора можно считать $pH \approx 5$ (в области перехода индикатора). Красная окраска раствора покажет, что $pH \leq 4,4$. В этом случае следует продолжить уточнение pH . В остаток исходного раствора добавьте 1 каплю метилового оранжевого. Если раствор окрасится в оранжевый цвет, это значит, что $pH \approx 3,5 - 4$. Красный цвет раствора указывает на $pH \leq 3,1$. Занесите в таблицу 16 полученные результаты.

Таблица 16. Определение pH раствора

Индикатор	pH области перехода	Окраска индикатора	Значение (интервал) pH исследуемого раствора
Лакмус	5,0 – 8,0		
Метиловый красный	4,2 – 6,3		
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4		

Опыт 2. Приготовление и исследование буферных свойств ацетатного буферного раствора

Для приготовления ацетатного буферного раствора поместите в пробирку по 1-2 мл растворов уксусной кислоты (CH_3COOH) и ацетата натрия ($NaCH_3COO$) и перемешайте. Определите pH приготовленного раствора с помощью универсального индикатора.

В две другие пробирки поместите по 10 капель приготовленной ацетатной буферной смеси. В одну пробирку прибавьте 1 каплю раствора HCl , а в другую – 1 каплю раствора $NaOH$. Перемешайте полученные растворы и определите в них pH.

Для сравнения определите pH дистиллированной воды. Поместите в две пробирки по 10 капель дистиллированной воды и затем в одну прибавьте 1 каплю раствора HCl , а в другую – 1 каплю раствора $NaOH$. Перемешайте полученные растворы и также определите в них pH.

Полученные данные запишите в таблицу 17. Как повлияло на величину pH добавление HCl и $NaOH$ к буферному раствору и дистиллированной воде?

В колбу с 50 мл дистиллированной воды внесите приблизительно 1 мл ацетатной буферной смеси, перемешайте и измерьте pH. После этого добавьте в колбу ещё 50 мл воды и вновь определите pH. Наблюдается ли изменение pH буферного раствора при разбавлении в 50 и 100 раз?

Таблица 17. Сравнение pH воды и ацетатного буферного раствора при добавлении сильных электролитов и разбавлении

Исходный раствор	Измеренные значения pH				
	в исходном растворе	после добавления HCl	после добавления $NaOH$	после разбавления	
				в 50 раз	в 100 раз
$CH_3COOH + CH_3COONa$					
Дистиллированная вода				-	-

Опыт 3. Приготовление и исследование буферных свойств аммонийного буферного раствора

Для приготовления аммонийного буферного раствора поместите в пробирку по 1-2 мл растворов аммиака ($NH_3 \cdot H_2O$) и хлорида аммония (NH_4Cl) и перемешайте. Определите pH приготовленного раствора с помощью универсального индикатора.

В две другие пробирки поместите по 10 капель приготовленной аммонийной буферной смеси. В одну пробирку прибавьте 1 каплю раствора HCl , а в другую – 1 каплю раствора $NaOH$. Перемешайте полученные растворы и определите в них pH.

Для сравнения определите pH дистиллированной воды. Поместите в две пробирки по 10 капель дистиллированной воды и затем в одну прибавьте 1 каплю раствора HCl , а в другую – 1 каплю раствора $NaOH$. Перемешайте полученные растворы и также определите в них pH.

Полученные данные запишите в таблицу 18. Как повлияло на величину pH добавление HCl и $NaOH$ к буферному раствору и дистиллированной воде?

В колбу с 50 мл дистиллированной воды внесите приблизительно 1 мл аммонийной буферной смеси, перемешайте и измерьте pH. После этого добавьте в колбу ещё 50 мл воды и вновь определите pH. Наблюдается ли изменение pH буферного раствора при разбавлении в 50 и 100 раз?

Таблица 18. Сравнение pH воды и аммонийного буферного раствора при добавлении сильных электролитов и разбавлении

Исходный раствор	Измеренные значения pH				
	в исходном растворе	после добавления HCl	после добавления $NaOH$	после разбавления	
				в 50 раз	в 100 раз
$NH_3 \cdot H_2O + NH_4Cl$					
Дистиллированная вода				-	-

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Наблюдения запишите в таблицы и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).
– навыками расчета pH буферных растворов.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что называется водородным показателем среды? Запишите математическое выражение?
2. При помощи каких веществ можно определить pH ?
3. Что такое индикаторы? Какие индикаторы являются самыми распространенными? Почему индикаторы меняют окраску в различных средах? Что называется областью перехода индикатора?
4. Что называется буферными растворами. На чем основано их действие?
5. Перечислите основные буферные смеси.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Установите соответствие между значением pH и цветом лакмуса в водном растворе

	ЗНАЧЕНИЕ pH		ЦВЕТ ЛАКМУСА
А)	13,2	1.	фиолетовый
Б)	7,0	2.	красный
В)	14,0	3.	синий
Г)	3,1		

2. Раствор содержит 0,02 моль $Ba(OH)_2$ и такое же количество молей KOH в 1 л раствора. Концентрация гидроксид-ионов OH^- равна?

1.	0,02	3.	0,06
2.	0,04	4.	0,1

3. Определите pH 0,006 М раствора серной кислоты

1.	0,1	3.	1
2.	0,6	4.	1,92

4. В 1 л раствора содержится 1 г HBr . Вычислите pOH раствора

1.	$-\lg \frac{1}{81}$	3.	$14 - \lg \frac{1}{81}$
2.	$14 - \ln \frac{1}{81}$	4.	$14 + \lg \frac{1}{81}$

5. pH раствора равен 8. Вычислите концентрацию ионов гидроксила

1.	$-\lg 10^{-8}$	3.	10^{-8}
2.	$\lg 10^{-6}$	4.	10^{-6}

6. Буферными водными растворами называются смеси (три ответа)

- 1) $NH_4OH + NH_4Cl$
- 2) $HCN + HCl$
- 3) $HCN + NaCl$
- 4) $HCN + NaCN$
- 5) $NH_4Cl + NaCl$
- 6) $HCN + KCN$
- 7) $KCN + NaCN$

7. Справедливо ли утверждение о том, что водные растворы $NaCl$ и KCl имеют одинаковое значение водородного показателя среды? Ответ поясните.

8. pH раствора равен 4. Во сколько раз число ионов H^+ больше числа ионов OH^- в этом растворе?
9. Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего в 1 л 0,1 моль уксусной кислоты и 0,01 моль ацетата натрия. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

14. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы. Теоретически и экспериментально изучить процессы гидролиза солей и особенности их протекания.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: условия протекания гидролиза солей;

- типы и механизм гидролиза солей;
- изменение среды растворов солей в результате гидролиза;
- смысл константы гидролиза;
- факторы, влияющие на степень гидролиза

На основании анализа и обобщения изученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: определять соли, которые подвергаются гидролизу;

- выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений;
- объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- , одноименных ионов на смещение равновесия гидролиза

Владеть: навыками проведения реакций гидролиза солей и определения среды растворов с помощью кислотно-основных индикаторов;

- навыками составления уравнения гидролиза солей, в том числе совместного гидролиза;
- навыками вычисления степени гидролиза по константе гидролиза и наоборот.

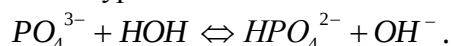
Теоретическая часть

Гидролизом соли называется обменная реакция между солью и водой. Сущность этой реакции заключается в соединении отрицательных ионов соли с ионами H^+ воды и положительных ионов соли с ионами OH^- воды. В результате образуются кислоты (или кислые соли) и основания (или основные соли). Связывание H^+ или OH^- приводит к избытку в растворе другого иона воды и как следствие изменению pH среды. Например, гидролиз цианистого калия выражается следующим ионным уравнением:

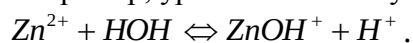


Гидролиз солей в большинстве случаев обратим, и происходит когда кислотные остатки, входящие в их состав, являются остатками слабых кислот или когда ионы металлов являются ионами слабых оснований. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как ионы таких солей не могут образовать с ионами воды слабодиссоциирующих или труднорастворимых веществ. Поэтому для водных растворов таких солей, как $NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 и т.п., pH определяется средой воды, т.е. равно 7 (если вода не содержит примеси CO_2).

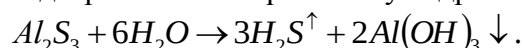
Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Однако вследствие обратимости реакции, гидролиз практически не идёт дальше 1-й ступени. Например, гидролиз фосфата натрия может быть представлен только одним уравнением:



То же можно сказать о гидролизе солей, в составе которых многозарядные катионы. Например, уравнение 1-й ступени гидролиза хлорида цинка следующее:



Некоторые из солей, образованных очень слабым основанием и слабой летучей кислотой, подвергаются необратимому гидролизу. Примером может служить реакция:

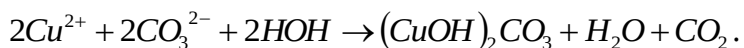


Процесс идёт необратимо потому, что продукты гидролиза удаляются из сферы реакции в виде осадков и газов.

Степень гидролиза, т.е. отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворённых молекул зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры. Если необходимо увеличить степень гидролиза, то следует добавлять воду или повышать температуру. Во многих случаях нагреванием удаётся довести гидролиз практически до конца, в том числе солей гидролизующихся ступенчато.

Если требуется уменьшить степень гидролиза, к раствору добавляют сильную кислоту или щёлочь (в зависимости от того, какая соль находится в растворе).

Кроме того, гидролитическое равновесие может быть сдвинуто вправо или влево при смешивании растворов солей, гидролизующихся соответственно по противоположно заряженным ионам или одноименным ионам. Например, в результате смешивания растворов сульфата меди и карбоната натрия, ионы H^+ , получающиеся при гидролизе $CuSO_4$, нейтрализуются ионами OH^- , получающимися при гидролизе Na_2CO_3 . Это смещает гидролитическое равновесие настолько сильно вправо, что 2-х ступенчатый гидролиз Na_2CO_3 доходит до конца. Образующиеся молекулы H_2CO_3 при надлежащей концентрации раствора разлагаются на H_2O и CO_2 :



Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Микрошпатель. Вода дистиллированная. Реактивы кристаллические: хлорид олова (II). Индикаторы: лакмус (р-р), фенолфталеин (р-р). Растворы: хлороводородной кислоты (0,5 н.), ацетата натрия (0,5 н.), сульфата алюминия (0,5 н.), хлорида натрия (0,5 н.), ацетат аммония (0,5 н.), сульфита натрия (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

В четыре пробирки набрать по 2-3 мл следующих растворов солей: в первую – ацетат натрия ($NaCH_3COO$), во вторую – сульфат алюминия ($Al_2(SO_4)_3$), в третью – хлорид натрия ($NaCl$), в четвёртую – ацетат аммония (NH_4CH_3COO). Еще в одну пробирку – контрольную набрать такой же объём дистиллированной воды. Во все пять пробирок добавить по 2-3 капли нейтрального раствора лакмуса.

Растворы размешать и по изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. *Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза (в случае ступенчатого гидролиза – только для 1-й ступени).*

Опыт 2. Необратимый гидролиз при смешивании солей

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора сульфата алюминия ($Al_2(SO_4)_3$). В одну пробирку добавить такой же объём раствора сульфида натрия (Na_2S), в другую – раствора карбоната натрия (Na_2CO_3). Отметить в обеих пробирках выделение газа (в одной с характерным запахом) и выпадение осадка. *Написать уравнение реакции совместного гидролиза. Объяснить почему реакция протекает необратимо.*

Опыт 3. Влияние силы кислоты, образующей соль на степень её гидролиза

В одну пробирку внести 2-3 мл раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), а во вторую столько же раствора сульфита натрия (Na_2SO_3). В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина.

Написать уравнения гидролиза карбоната и сульфита натрия (по первой ступени). В растворе, какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? Степень гидролиза, какой соли больше? Подтвердите наблюдения теоретическим расчетом. Вычислите значения констант и степеней гидролиза солей по первой ступени, учитывая, что значения констант диссоциации кислот по второй ступени, образующих данные соли, равны $K_2(H_2CO_3) = 4,7 \cdot 10^{-11}$; $K_2(H_2SO_3) = 6,3 \cdot 10^{-8}$.

Опыт 4. Влияние температуры на гидролиз соли

Поместите в две пробирки по 2-3 мл раствора хлорида железа (III) - $FeCl_3$. Одну пробирку оставляют для сравнения. Раствор в другой нагревают. *Что наблюдается при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Напишите уравнения гидролиза $FeCl_3$ на холоду и при нагревании. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого явления.*

Опыт 5. Сдвиг равновесия гидролиза при добавлении сильной кислоты

Внесите в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II) – $SnCl_2$. Раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова $SnOHCl$. *Напишите уравнение реакции получения этой соли.*

Добавьте 5-6 капель раствора HCl и вновь перемешайте. *Что происходит с осадком? Объясните причину наблюдаемого.*

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Объясните процесс гидролиза с точки зрения закона действующих масс.
2. В каких случаях процесс гидролиза обратим, а когда идет до конца?
3. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?
4. Перечислите факторы, влияющие на подавление гидролиза, на усиление гидролиза.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Определите pH растворов солей NH_4Cl и Al_2S_3 .

1.	$pH((NH_4Cl) \approx 7; \quad pH(Al_2S_3) \approx 7$	3.	$pH((NH_4Cl) < 7; \quad pH(Al_2S_3) \approx 7$
2.	$pH((NH_4Cl) < 7; \quad pH(Al_2S_3) > 7$	4.	$pH((NH_4Cl) > 7; \quad pH(Al_2S_3) < 7.$

2. Какая из двух солей в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; $FeCl_3$ или $FeCl_2$?

1.	Na_2CO_3 и $FeCl_3$	3.	Na_2CO_3 и $FeCl_2$
2.	Na_2SO_3 и $FeCl_2$	4.	Na_2SO_3 и $FeCl_3$

3. Установите соответствие между формулой соли и типом гидролиза этой соли в ее водном растворе

	ФОРМУЛА СОЛИ		ТИП ГИДРОЛИЗА
А)	Ацетат аммония	1.	По катиону
Б)	Сульфит калия	2.	По аниону
В)	Сульфид хрома (III)	3.	По катиону и аниону
Г)	Нитрат алюминия	4.	Не гидролизуются

4. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ПРОДУКТЫ ГИДРОЛИЗА
А)	Сульфат цинка	1.	$Zn(OH)_2$ и H_2SO_4
Б)	Нитрит кальция	2.	$C_6H_{12}O_6$
В)	Нитрид кальция	3.	$(ZnOH)_2SO_4$ и H_2SO_4
Г)	Крахмал	4.	HNO_2 и $Ca(OH)_2$
		5.	$Ca(OH)_2$ и NH_3



5. Установите соответствие между названием соли и значением pH ее водного раствора

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ЗНАЧЕНИЕ pH
А)	Сульфат калия	1.	$pH < 7$
Б)	Сульфит калия	2.	$pH = 7$
В)	Гидросульфит калия	3.	$pH > 7$
Г)	Сульфид калия		

- Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
- Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения трех степеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.
- Составьте уравнения гидролиза ортофосфата натрия и гидроортофосфата натрия в водном растворе. Используя справочные данные, укажите, в каком из растворов при одинаковых молярности и температуре значение pH будет ниже. Как изменится степень протолиза в растворе кислой соли при добавлении гидроксида натрия? Дайте обоснованный ответ.

Литература

- Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
- Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
- Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
- <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

15. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

Цель работы. Ознакомиться с характеристикой качества воды – жёсткостью, которая применяется в самых различных технологиях производства. Научиться количественно определять временную, постоянную и общую жесткость воды.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: понятия временной, постоянной и общей жесткости воды;

– количественное выражение жесткости;

– характеристики воды по степени жесткости и способы ее умягчения.

На основании анализа и обобщения изученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: рассчитывать карбонатную и общую жесткость воды;

– записывать уравнения протекающих реакций, при умягчении воды

Владеть: методикой определения общей, временной и постоянной жесткости воды;

– методами умягчения природных вод;

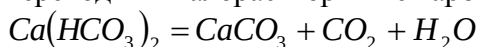
– знаниями направлений полезного использования природных ресурсов, энергии и материалов.

Теоретическая часть

Жесткость воды обусловлена содержанием в ней растворимых солей кальция и магния и равна сумме молярных концентраций эквивалентов этих ионов, выраженных в миллимолях на литр (ммоль/л):

$$Ж = (C_{\text{экв}(Ca^{2+})} + C_{\text{экв}(Mg^{2+})}) \cdot 1000. \quad (19)$$

Различают **временную** и **постоянную** жёсткость воды. Временная жёсткость определяется содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния. При кипячении воды гидрокарбонаты переходят в малорастворимые карбонаты:



Таким образом, временная жёсткость устраняется. Другие растворимые соли кальция и магния (не устраняемые кипячением воды) создают постоянную жесткость. Сумма временной и постоянной жёсткости составляет общую жёсткость.

Так как вода, содержащая гидрокарбонаты кальция и магния, имеет щелочную среду, определение временной жёсткости производится титрованием воды хлороводородной кислотой в присутствии индикатора – метилового оранжевого. Расчет проводится по формуле:

$$Ж_{\text{врем.}} = \frac{C_{\text{экв}(HCl)} V_{\text{ср.}(HCl)} 1000}{V_{H_2O}}. \quad (20)$$

Общая жёсткость воды определяется комплексометрическим титрованием с применением реактива ЭДТА (двунатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты):

$$Ж_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{экв}(ЭДТА)} V_{\text{ср.}(ЭДТА)} 1000}{V_{H_2O}}. \quad (21)$$

Постоянную жёсткость можно рассчитать следующим образом:

$$Ж_{\text{пост.}} = Ж_{\text{общ.}} - Ж_{\text{врем.}}. \quad (22)$$

Оборудование и материалы

Бюретки (25 мл). Пипетки (50 и 100 мл). Конические колбы (250 мл). Индикаторы: метиловый оранжевый (раствор), эриохром чёрный Т (сухая смесь с NaCl в соотношении 1:100). Растворы: хлороводородной кислоты (0,1 н., титрованный), аммонийный буферный раствор, ЭДТА (0,02 н., титрованный).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Определение временной жёсткости

Отмерить пипеткой указанный преподавателем объём исследуемой воды (50 или 100 мл) и перенести её в коническую колбу для титрования. Добавить 2-3 капли индикатора метилового

оранжевого. В приготовленную заранее бюретку налить титрованный раствор хлороводородной кислоты ($C_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л.}$). Установить уровень на нулевое деление и по каплям приливать хлороводородную кислоту в воду до изменения окраски раствора от жёлтой до оранжево-розовой. Определить объём израсходованной на титрование хлороводородной кислоты и записать его в таблицу 19. Титрование повторить ещё два раза, каждый раз доливая в бюретку кислоты до нулевого деления и ополаскивая колбу. Расхождение в объёме кислоты при титровании не должно превышать 0,1 мл. Рассчитать временную жёсткость воды по формуле (20).

Таблица 19. Результаты определения временной жёсткости

Объём HCl , пошедший на титрование, мл				Объём пипетки $V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	Временная жёсткость $J_{\text{ВРЕМ.}}$, ммоль/л
V_1	V_2	V_3	$V_{\text{ср.}(\text{HCl})}$		

Опыт 2. Определение общей и постоянной жёсткости

Заполнить бюретку титрованным раствором ЭДТА ($C_{\text{экв}}(\text{ЭДТА}) = 0,1 \text{ моль/л.}$). Отмерить пипеткой указанный преподавателем объём анализируемой воды и перенести её в колбу для титрования. Добавить 5 мл аммонийного буферного раствора для поддержания pH в интервале 9-10 и мирошпатель индикатора – эриохрома чёрного, при котором раствор окрасится в бледно-красный цвет. Перемешать раствор и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перхода окраски в синюю. Титрование повторить три раза. Результаты записать в таблицу 20. Рассчитайте общую и постоянную жесткость по формулам (21) и (22).

Таблица 20. Результаты определения общей и постоянной жёсткости

Объём ЭДТА, пошедший на титрование, мл				Объём пипетки $V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	Общая жёсткость $J_{\text{ОБЩ.}}$, ммоль/л	Постоянная жёсткость $J_{\text{ПОСТ.}}$, ммоль/л
V_1	V_2	V_3	$V_{\text{ср.}(\text{ЭДТА})}$			

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов и расчёты. Заполните таблицы с результатами.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что называется жесткостью воды?
2. Какие виды жесткости вы знаете? В чем отличие временной жесткости от постоянной?
3. Какие из перечисленных ниже веществ можно использовать для устранения жесткости воды, содержащей гидрокарбонат кальция:
а) поташ; б) азотная кислота; в) гидроксид калия; г) хлорид бария? Дайте обоснованный ответ и напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Назовите способы устранения жесткости воды.
5. Какие растворы называются буферными и какими свойствами они обладают? Какой буферный раствор применяют при комплексометрическом определении общей жесткости воды.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Временная жесткость воды обусловлена наличием в ней солей:

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| А) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | Г) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ |
| Б) CaSO_4 | Д) MgSO_4 |
| В) MgCl_2 | Е) CaCl_2 |

1.	А) и Б)	3.	В) и Е)
----	---------	----	---------

2.	А) и Г)	4.	Г) и Д)
----	---------	----	---------

2. Как смягчить воду с постоянной (некарбонатной) жесткостью?

- 1) добавить соду Na_2CO_3
- 2) кипячением
- 3) добавить известковую воду $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 4) использовать иониты
- 5) добавить уксус

3. Общую жесткость воды в работе рассчитывали по формуле:

1.	$Ж_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{ЭКВ(ЭДТА)}} \cdot V_{\text{(ЭДТА)}}}{1000}$	3.	$Ж_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{ЭКВ(ЭДТА)}} \cdot V_{\text{(H}_2\text{O)}}}{1000}$
2.	$Ж_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{ЭКВ(ЭДТА)}} \cdot V_{\text{(H}_2\text{O)}}}{V_{\text{(ЭДТА)}}}$	4.	$Ж_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{ЭКВ(ЭДТА)}} \cdot V_{\text{(ЭДТА)}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}$

4. Уравнения реакций, в результате которых устраняется временная жесткость

- А) $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ В) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 = \text{MgCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 Б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Г) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$

1.	А) и Б)	3.	А) и Г)
2.	Б) и В)	4.	Б) и Г)

5. Жесткость воды измеряется в:

1.	%	3.	ммоль/дм ³
2.	ммоль/г	4.	г/см ³

6. В 1 л воды содержится ионов магния 36,47 мг и ионов кальция 50,1 мг. Чему равна жесткость этой воды?
7. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций. Какую массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ надо прибавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 ммоль / л?
8. Какая масса CaSO_4 содержится в 200 л воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна 8 ммоль / л?
9. К 1 м³ жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

16. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы. Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ. Изучение влияния pH среды на окислительно-восстановительный процесс.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: классификацию окислительно–восстановительных реакций;

- наиболее распространенные окислители и восстановители;
- функции элементов, находящихся в разных степенях окисления (высших, низших, промежуточных);
- влияние среды раствора на протекание процессов окисления и восстановления

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: проводить химические окислительно – восстановительные реакции;

- характеризовать окислительно - восстановительные свойства простого вещества на основании положения элемента в периодической системе;
- предсказывать окислительно – восстановительные свойства сложного вещества на основании степеней окисления и природы элементов, входящих в его состав;
- составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по данной теме;

- навыками определения продуктов восстановления наиболее важных окислителей (перманганата калия, дихромата калия, концентрированной серной кислоты, азотной кислоты) в зависимости от условий реакций;
- навыками составления окислительно-восстановительных реакций и электронных уравнений.

Теоретическая часть

В окислительно-восстановительных реакциях происходят изменения степени окисления элементов, которые вызываются смещением электронов от одних атомов или ионов к другим. Под степенью окисления атома понимают тот заряд, который мог бы возникнуть на этом атоме, если бы электронные пары, связывающие его с другими атомами, были бы полностью перемещены к более электроотрицательным атомам. В этом случае, который реализуется только в небольшом числе типичных ионных соединений, валентность, заряд иона и степень окисления совпадают.

Атомы (молекулы или ионы), которые присоединяют электроны, называются окислителями; частицы, отдающие электроны, – восстановителями. Окислитель во время реакции восстанавливается, а восстановитель окисляется. Таким образом, окисление невозможно без одновременно протекающего восстановления, и наоборот.

Типичными окислителями являются (кислород и галогены), ионы металлов (Ag^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} и др.); вещества, содержащие в своём составе атомы в высших степенях окисления ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , PbO_2 и др.), способные только понижать степень окисления. В лаборатории в качестве окислителя чаще всего применяют $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 , H_2SO_4 (конц.), H_2O_2 .

Типичными восстановителями являются почти все металлы и многие неметаллы (углерод, водород, бор и др.) в свободном состоянии; некоторые соединения, содержащие атомы с отрицательной степенью окисления (H_2S , HI , NH_3 и др.) и, следовательно, способные только повышать свою степень окисления; катионы, степень окисления которых может возрасти (Fe^{2+} , Cr^{2+} , Ti^{3+} , Cu^+ , Ce^{3+} и др.). В лаборатории в качестве восстановителей обычно применяется следующие кислоты и их соли: H_2SO_3 , HNO_2 , H_2S , HI и др.).

При проведении окислительно-восстановительных реакций следует иметь в виду, что характер многих из них зависит от природы среды, в которой они протекают. Нередко окислитель

или восстановитель являются таковыми только в определённой среде: кислой, щелочной или нейтральной. Это главным образом имеет место, когда окислителем или восстановителем является кислородное соединение. Будучи окислителем, кислородное соединение переходит в вещество, совсем не содержащее кислорода, или содержащее его в меньшем количестве, чем исходное. Если кислородное соединение участвует в реакции в качестве восстановителя, оно окисляется до вещества, которое содержит больше кислорода, чем исходное вещество. Например, ион SO_3^{2-} в качестве восстановителя превращается в ион SO_4^{2-} , а будучи окислителем – в S или H_2S . Недостающий кислород, в первом случае, отнимается от воды (нейтральная и кислая среда) или гидроксид-ионов (щелочная среда). Во втором случае, избыточный кислород в кислой среде связывается с ионами водорода, а в нейтральной и щелочной среде – с водой. Отсюда видно, что в ходе такого рода реакций pH среды играет определяющую роль. В некоторых случаях иная среда обуславливает даже изменение направления процесса.

Для создания в растворе кислой среды чаще всего пользуются серной кислотой. Соляная и азотная применяются реже, так как первая способна проявлять восстановительные свойства, вторая же сама является сильным окислителем; поэтому в обоих случаях иногда могут происходить различные побочные процессы.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Микрошпатель. Концентрированные реактивы: серная кислота ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), раствор аммиака (25 %-ный). Реактивы кристаллические: сульфит натрия. Растворы: иодной воды, хлорной воды, хлороводородной кислоты (0,5 н.), иодида калия (0,5 н.), дихромата калия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), перманганата калия (0,5 н.), гидроксида натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.).

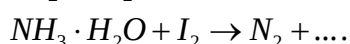
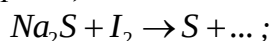
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства простых неметаллов и восстановительные свойства неметаллов в низших степенях окисления

В две пробирки внесите по 2-3 капли иодной воды (раствор I_2). В первую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфида натрия (Na_2S), во вторую – концентрированного раствора аммиака ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Что происходит с окраской растворов? Закончите уравнения реакций:

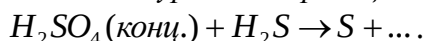


Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляли бром, сера и азот?

В третью пробирку внесите 2-3 капли иодида калия (KI) и добавьте хлорной воды (раствор Cl_2). Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Напишите уравнение реакции. Чем являлись ионы I^- в данном окислительно-восстановительном процессе? Могут ли атомы иода, серы и азота в отрицательных степенях окисления проявлять окислительные свойства? Объясните почему?

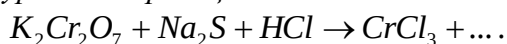
Опыт 2. Окислительные свойства атомов элементов, находящихся в высшей степени окисления

В две пробирки внесите по 3-4 капли сульфида натрия (Na_2S). В первую пробирку прибавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты (H_2SO_4). Что происходит с раствором? Закончите уравнение реакции:



Какие свойства проявляет сера в составе сульфат иона (SO_4^{2-})? Объясните почему?

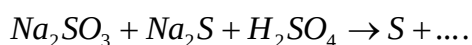
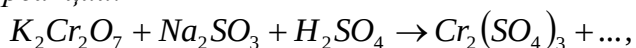
В другую пробирку добавьте 3-4 капли хлороводородной кислоты (HCl). Почему не выпадает осадок? Добавьте в эту пробирку 1-2 капли раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) до появления зелёной окраски, характерной для ионов Cr^{3+} . Почему помутнел раствор? Закончите уравнение реакции:



Какие свойства проявляет дихромат-ион ($Cr_2O_7^{2-}$)? Чем это обусловлено?

Опыт 3. Окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в промежуточных степенях окисления

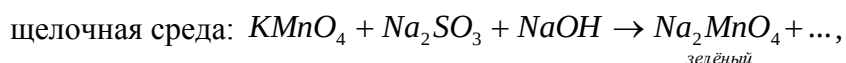
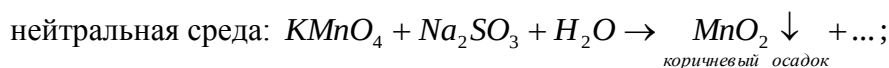
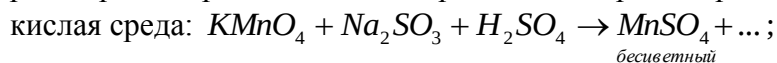
В первую пробирку с 1 мл раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) и во вторую с таким же объёмом раствора сульфида натрия (Na_2S) внесите по несколько капель раствора разбавленной серной кислоты (H_2SO_4) и по 2 микрошпателя сульфита натрия (Na_2SO_3). Как изменилась окраска в первой пробирке и почему помутнел раствор во второй пробирке? Закончите уравнения реакций:



Окислителем или восстановителем является сульфит-ион (SO_3^{2-}) в этих реакциях? Дайте пояснения?

Опыт 4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

В три пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия ($KMnO_4$). В одну пробирку добавить 2-3 капли раствора серной кислоты (H_2SO_4), во вторую столько же воды, в третью – такое же количество раствора щёлочи ($NaOH$). Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Что происходит с растворами? Закончите уравнения реакций:



До каких степеней окисления восстанавливается перманганат калия в каждом из этих случаев? Какая наблюдается закономерность? Объясните, почему?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме с указанием окислителя и восстановителя, и дополнены полуреакциями окисления и восстановления. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие реакции относят к окислительно - восстановительным?
2. Как изменяются окислительно - восстановительные свойства элементов в пределах подгруппы и в пределах периода?
3. Почему большинство металлов проявляют только восстановительные свойства, а типичные неметаллы – окислительные.
4. Дать определения: а) степени окисления; б) окислителя; в) восстановителя.

5. Какие типы окислительно - восстановительных реакций вы знаете. Приведите примеры каждого типа.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. В данных ниже определениях пропущены ключевые слова, характеризующие процессы окисления и восстановления. Вставьте необходимые по смыслу слова (понижает, отдачи, восстанавливается, электроны, приема, окисляется, повышает):

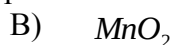
«Окисление – процесс...электронов, восстановление – процесс...электронов. Окислитель – вещество, принимающее..., т.е. он содержит атомы элемента, который...свою степень окисления при протекании реакции. Восстановитель – вещество, отдающее..., т.е. он содержит атомы элемента, который свою степень окисления при протекании реакции. Таким образом, в ходе протекания реакции окислитель сам... а восстановитель – ...»

2. Определите степень окисления элементов в ионах:



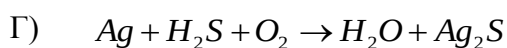
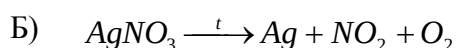
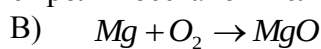
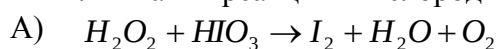
1.	+6; +4; +5; +3	3.	-4; +6; +3; +5
2.	+3; +4; +5; +6	4.	+3; +2; -5; +6

3. Укажите вещества, которые могут проявлять только окислительные свойства:



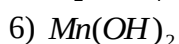
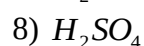
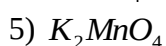
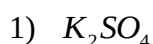
1.	A) и Г)	3.	Б) и В)
2.	A) и Б)	4.	A) и В)

4. В каких реакциях кислород выполняет роль восстановителя?

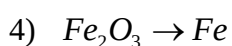
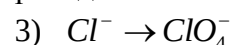
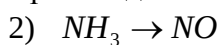
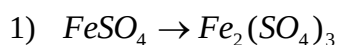


1.	A) и Г)	3.	Б) и В)
2.	A) и Б)	4.	Б) и Г)

5. Продуктами химической реакции $K_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$ являются:

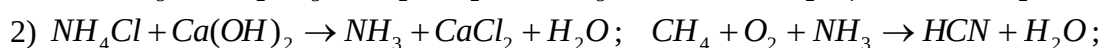
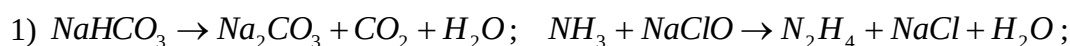


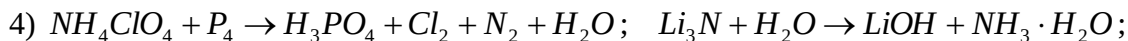
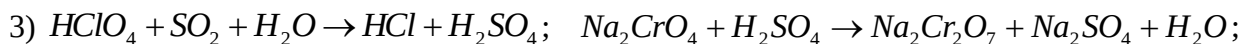
6. Укажите окисление или восстановление происходит в следующих переходах:



7. Для одних веществ ($KMnO_4, K_2Cr_2O_7, HNO_3, H_2SO_4, PbO_2$) уже только по их формулам можно предположить наличие окислительных свойств, для других ($KBr, KI, Na_2S, Zn, Al, CaH_2$) – наличие восстановительных свойств, для третьих ($KNO_2, SO_2, H_2O_2, FeCl_2, I_2$) – наличие и окислительных и восстановительных свойств. Каким образом делаются такие предположения? Ответ поясните примерами.

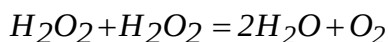
8. Установите, какие из реакций в следующих наборах являются окислительно – восстановительными:





Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы их подбора.

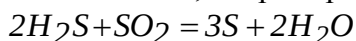
9. Во внутримолекулярных реакциях дисмутации (диспропорционирования) атомы одного и того же элемента исходного вещества и окисляются и восстанавливаются, например:



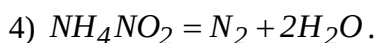
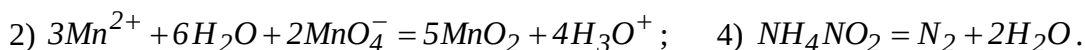
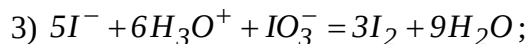
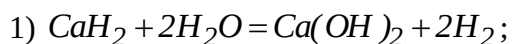
Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:



10. В реакциях конмутации (контрпропорционирования) атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления в исходных реагентах переходят в одинаковую степень окисления, например:



Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:



Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

17. ГАЛЬВАНИЧЕСКАЯ ПАРА. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы. Рассмотреть на конкретных примерах образование гальванических пар. Смоделировать в лабораторных условиях процессы электрохимической коррозии металлических изделий.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определения и различать понятия «электродный потенциал», «стандартный электродный потенциал», «окислительно-восстановительный потенциал»;

- устройство и принципы работы гальванического элемента;
- методы измерения электродного потенциала;
- особенности протекания электрохимического коррозионного процесса;

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: объяснять возникновение электродного потенциала;

- определять катод и анод, записывать уравнения электродных процессов;
- вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций;
- пользоваться электрохимическим рядом напряжений металлов для определения коррозионных процессов, протекающих при контакте двух металлов;
- типы коррозионной защиты.

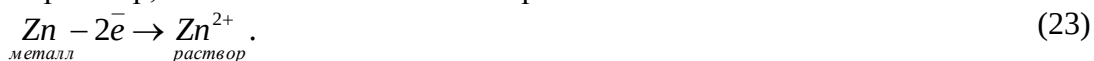
Владеть: методикой расчета электродвижущей силы любой окислительно-восстановительной системы на основании окислительно –восстановительных потенциалов;

- информацией о механизмах коррозионных процессов, в целях защиты материала от коррозионного разрушения.

Теоретическая часть

В определенных условиях окислительно-восстановительную реакцию можно провести так, что процессы окисления и восстановления будут разделены пространственно, и электроны будут переходить не хаотически, а направленным потоком в виде электрического тока. Когда реакция протекает в растворе, необходимые для этого условия создаются погружением в раствор двух проводников, называемых электродами. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется **анодом**, а электрод, на котором протекает процесс восстановления – **катодом**. Реакция возможна, если имеется электрическая цепь, образованная, с одной стороны, замыканием электродов внешним проводником (или непосредственным контактом), а с другой стороны, через раствор – электролитически. Объединённые электрической цепью анод и катод называются **гальванической парой**, а приборы для получения таким путем электрического тока – гальваническими элементами.

Возникновение электродвижущих сил в гальванической паре можно объяснить следующим образом. При погружении отдельно взятого проводника из активного металла (например, Zn) в раствор начинается самопроизвольная реакция поверхностных ион-атомов металла с полярными молекулами воды. В результате происходит окисление металла, и его гидратированные ионы переходят в раствор, оставляя на металле электроны:



Электрод становится заряженным отрицательно, а раствор – положительно. На границе металл – раствор достаточно быстро возникает двойной электрический слой, который препятствует дальнейшему окислению атомов и переходу материала электрода в раствор. При этом величина электрического поля двойного электрического слоя может быть охарактеризована равновесным электродным потенциалом.

Возможен и иной случай. Если в раствор соли малоактивного металла поместить проводник из этого же металла (например Cu), то самопроизвольно начинается реакция осаждения ионов металла из раствора на поверхность:



В результате электрод заряжается положительно, а раствор с избытком анионов соли – отрицательно. Возникающий двойной электрический слой будет иметь равновесный электродный потенциал с противоположным знаком, по сравнению с потенциалом на электроде из цинка.

Соединение в электрическую цепь электродов из активного и малоактивного металлов приводит к тому, что электроны от отрицательно заряженного электрода переходят к положительно заряженному. Двойной электрический слой на обоих электродах исчезает и окислительно-восстановительная реакция, представленная полуреакциями (23) и (24), протекает до тех пор, пока, либо электрод из активного металла полностью не растворится, либо на другом электроде все ионы малоактивного металла не будут осаждены на поверхность.

Равновесные потенциалы электродов из разных металлов имеют различные значения. Кроме того, величина потенциала зависит от активной концентрации их ионов в растворе и температуры. Чтобы получить сравнимые величины, принято измерять электродные потенциалы металлов при активности их ионов в растворе равной 1 моль/л и температуре 25 °С. Определяемые таким образом потенциалы называются **стандартными электродными потенциалами** и приведены в справочниках (табл. 21).

Таблица 21. Стандартные потенциалы металлических электродов

Электрод	Электродная реакция	E ⁰ , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,05
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,93
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,92
Ra ²⁺ /Ra	Ra ²⁺ + 2e ⁻ = Ra	-2,91
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,90
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,87
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,71
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3e ⁻ = La	-2,52
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,36
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,85
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,66
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1,63
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e ⁻ = V	-1,19
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,18
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0,91
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,76
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,74
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,44
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,40
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,28
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,25
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3e ⁻ = Mo	-0,20
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,14
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,13
W ³⁺ /W	W ³⁺ + 3e ⁻ = W	-0,05
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,04
2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0
Ge ²⁺ /Ge	Ge ²⁺ + 2e ⁻ = Ge	+0,01
Sb ³⁺ /Sb	Sb ³⁺ + 3e ⁻ = Sb	+0,20
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+0,23
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,34
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+0,52
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,80
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,85

Чем меньше отрицательное значение стандартных потенциалов (с учетом знака), тем больше восстановительная способность металлов и тем меньше окислительная способность их ионов.

В общем случае гальваническая пара может быть образована проводниками из инертного металла, на поверхности которых способны окисляться и восстанавливаться ионы или молекулы растворенных газов. В этом случае металлические проводники играют роль токоотводов для приёма или отдачи электронов.

Поскольку величины стандартных потенциалов всех металлов отличны, то гальваническая пара может быть составлена из двух любых металлов. Более того, учитывая, что поверхность одного металла всегда энергетически неоднородна (из-за наличия примесей, различий по химическому и фазовому составу сплава и др.), на ней всегда возникает множество микрогальванических пар при формировании тонкой плёнки электролита из атмосферной влаги с растворёнными в ней газами и солями. Разрушение металла в результате работы огромного количества гальванических микроэлементов называют **электрохимической коррозией**.

На корродирующем участке металла (с меньшим значением потенциала) протекает анодная реакция -

анод: $M - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$,

а на участках металла с большим потенциалом – катодное восстановление окислителя. Наиболее распространёнными окислителями при электрохимической коррозии являются молекулы кислорода воздуха и ионы водорода электролита.

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода (с кислородной деполяризацией). В зависимости от pH среды возможны две реакции восстановления кислорода. В щелочной или нейтральной среде –

катод: $O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$;

в кислой среде –

катод: $O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O$.

Аналогично, при коррозии с выделением водорода (с водородной деполяризацией). В щелочной или нейтральной среде –

катод: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$;

в кислой среде –

катод: $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$.

Образование гальванопары используется для защиты металлического изделия от электрохимической коррозии. В этих целях к защищаемому изделию присоединяют менее активный металл, называемый **протектором**, на котором и протекает анодная реакция. Если в качестве протектора применять относительно дешёвые цинк или сплав магния с алюминием, то за счёт их коррозии можно эффективно защитить дорогостоящие стальные конструкции, например обшивку корпуса корабля.

Оборудование и материалы

Стеклянные стаканы (150-400 мл). Милливольтметр. П-образная стеклянная трубка с набухшим агар-агаром. Металлические пластины из цинка и меди с припаянными контактными проводами. Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Реактивы кристаллические: цинк (гранулированный), свинец (гранулированный), медь (проволока или пластины), железо (проволока или пластины), оцинкованное железо (проволока или пластины), лужённое железо (проволока или пластины). Растворы: уксусной кислоты (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), иодида калия (0,5 н.), сульфата цинка (0,5 н.), сульфат железа (II) (0,5 н.), сульфата меди (0,5 н.), нитрата серебра (0,5 н.), гексацианоферрата (III) калия (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Определение ЭДС гальванического элемента

Гальванический элемент собирают из двух металлических электродов (цинкового и медного), помещённых в два отдельных стакана, соответствующих солей ($ZnSO_4$ и $CuSO_4$), соединённых электролитическим мостиком, заполненным KCl и загустителем агар-агаром (рис. 22).

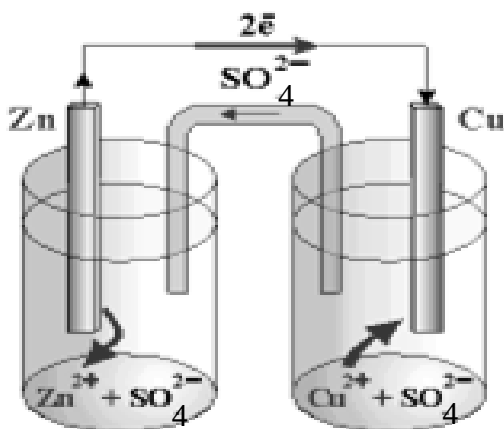


Рисунок 22. Схема гальванического элемента.

Стаканы для растворов предварительно вымойте проточной водой под краном, ополосните раствором соли соответствующего металла и залейте этот раствор на 2/3 объёма стакана. Металлические пластинки тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте проточной водой под краном, соедините внешним металлическим проводником через амперметр и погрузите в сосуды с растворами соответствующих солей.

Наблюдайте отклонение стрелки амперметра при замыкании цепи посредством электролитического мостика.

Исходя из стандартных электродных потенциалов металлов (табл. 21), определите какой из металлов выполняет роль анода, а какой – роль катода в данном гальваническом элементе.

Составьте схему гальванического элемента и напишите анодную и катодную реакции.

По уравнению Нернста рассчитайте потенциалы анода и катода, а также ЭДС гальванического элемента при концентрациях растворов солей, равных 0,01 моль/л.

Опыт 2. Сравнительная активность металлов

Налейте в отдельные пробирки по 1-2 мл растворов солей железа (II), меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по грануле цинка. *Из каких растворов вытесняются металлы? Напишите уравнения соответствующих реакций.*

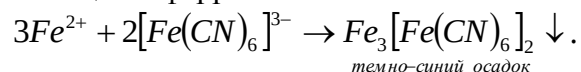
В три другие пробирки налейте по 1-2 мл растворов солей цинка, меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по железной пластинке. *Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакций замещения.*

Еще в три пробирки налейте по 1-2 мл растворов солей цинка, железа (II) и серебра. Поместите в каждую пробирку по кусочку медной проволоки. *Также запишите уравнения возможных реакций.*

Запишите металлы по убыванию их восстановительной способности, определённой экспериментально. Выпишите значения их стандартных электродных потенциалов. *Соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений?*

Опыт 3. Коррозия оцинкованного и лужёного железа

В две пробирки налейте по 5 мл раствора H_2SO_4 , добавьте по 4-5 капель гексацианоферрата (III) калия ($K_3[Fe(CN)_6]$). В одну пробирку поместите пластинку (или др. изделие) из оцинкованного железа, а в другую – из лужёного. Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания по краям металлической пластины в одной из пробирок. Это обусловлено появлением в растворе ионов железа Fe^{2+} и образованием турнбулевой сини по реакции с гексацианоферратом:



темно-синий осадок

Почему не появилась синяя окраска во втором растворе? Составьте схемы анодного и катодного участков электрохимической коррозии оцинкованного и лужёного железа с

водородной деполяризацией в кислой среде. В каком случае будет разрушаться защитное покрытие при относительной неизменности железного изделия и наоборот? Для сравнения составьте схему гальванопары $Fe-Sn$ с кислородной деполяризацией.

Опыт 4. Протекторная защита

В две пробирки налейте по 2-3 мл раствора уксусной кислоты (CH_3COOH) и прибавьте 3-4 капли раствора иодида калия (KI). В одну пробирку поместите гранулу свинца, а в другую гранулы свинца и цинка скреплённые проволокой (можно использовать канцелярскую скрепку). Ионы I^- играют роль индикатора на ионы Pb^{2+} , образуя с ними малорастворимое соединение PbI_2 жёлтого цвета. В каком случае скорее образуется иодид свинца? Составьте схему действия гальванопары $Pb-Zn$. Какой металл играет роль протектора?

Содержание отчета

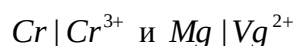
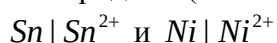
Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Схемы гальванопар должны быть представлены анодным и катодным процессами. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Дайте определение понятию «электрохимический ряд напряжений».
2. Каким образом, на практике определяют электродные потенциалы металлов?
3. Что такое коррозия металлов?
4. Что является причиной химической коррозии?
5. Какие существуют методы защиты от коррозии?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Какой из металлов выполняет роль анода в гальванических элементах, образованных электродами (табл. 21):



1.	Sn и Mg	3.	Ni и Cr
2.	Sn и Cr	4.	Ni и Mg

2. Из четырех металлов – Ag, Cu, Al, Mg выберите пару, которая обеспечит наибольшее значение ЭДС.

1.	Ag, Cu	3.	Ag, Mg
2.	Al, Mg	4.	Cu, Al

3. Определите ЭДС железо- медного гальванического элемента при стандартных условиях (табл. 21), если концентрации ионов Fe^{2+} и $Cu^{2+} = 1 \text{ моль/л}$

1.	+ 0,1	3.	- 0,78
2.	+ 0,78	4.	- 0,1

4. Вычислите ЭДС медь - серебряного гальванического элемента (табл. 21) при стандартных условиях

1.	+ 1,14	3.	- 0,46
2.	-1,14	4.	+ 0,46

5. Какой из перечисленных металлов может быть использован в качестве катодного покрытия на медном изделии:

1.	олово	3.	серебро
2.	железо	4.	цинк

6. Укажите ряд металлов, которые могут выполнять роль протекторов по отношению к свинцовому изделию, которое эксплуатируется в электролите, содержащем кислород:

1.	Mg; Al; Ti	3.	Mg; Au; Pt
2.	Ag; Au; Pt	4.	Al; Ti; Ag

7. Сплав из железа с хромом эксплуатируется в контакте с влажными парами бромоводородной кислоты. Какой процесс протекает на катоде при работе коррозионного гальванического элемента? Какой из металлов будет разрушаться?

1.	$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\uparrow$ разрушается хром	3.	$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\uparrow$ разрушается железо
2.	$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$ разрушается железо	4.	$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$ разрушается хром

8. Какие процессы имеют место у электродов магниевых концентрационных гальванических элементов, если у одного из электродов активная концентрация ионов Mg^{2+} равна 1 моль/л, у другого – 0,001 моль/л. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.

18. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

Цель работы. Изучить процесс электролиза водных растворов солей.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: устройство и принцип работы электролизера;

- принципы электролиза водных растворов различных соединений;
- области применения электролиза

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: анализировать состав электролита, определять продукты электролиза, исходя из состава электролита;

- записывать схему электродных процессов на катоде и аноде при электролизе, суммарное уравнение процесса;

Владеть: навыками проведения процесса электролиза;

- навыками составления уравнений электродных процессов;

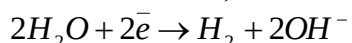
- знаниями направлений полезного использования природных ресурсов.

Теоретическая часть

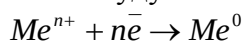
Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. При электролизе катод заряжен отрицательно, а анод – положительно.

В разбавленных водных растворах катодные процессы будут определяться электродным потенциалом катиона, который необходимо сравнивать с потенциалом восстановления ионов водорода из воды ($-0,41\text{ В}$):

- 1) ионы металлов, потенциал которых значительно меньше этого значения, восстанавливаться не будут; на катоде будет выделяться водород из воды:

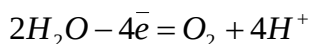


- 2) ионы металлов, потенциал которых значительно выше этого значения, будут восстанавливаться на катоде:



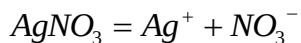
- 3) при значениях потенциала металла, близких к $-0,41\text{ В}$, на катоде происходит восстановление как ионов водорода из воды, так и ионов металла. Следовательно, чем больше электродный потенциал металла, тем легче восстанавливаются его ионы.

Анодные процессы на инертных анодах будут определяться соотношением потенциалов разрядки анионов соли и воды: прежде всего окисляются бескислородные анионы (I^- , Br^- , Cl^- , S^{2-} , CN^-); если же раствор содержит кислородсодержащие анионы (PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^-), то на аноде окисляются молекулы воды:



В случае растворимого анода окисляется сам анод. Например:

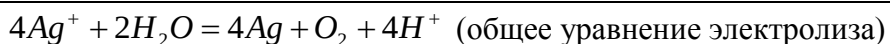
- 1) электролиз раствора AgNO_3 на угольных электродах



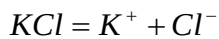
$$\varphi^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{ В} \gg -0,41\text{ В};$$

катод: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$ - восстановление

анод: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ - окисление



- 2) электролиз раствора KCl на угольных электродах



$$\varphi^0(\text{K}^+/\text{K}) = -2,92\text{ В} \ll -0,41\text{ В};$$

катод: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ - восстановление

анод: $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$ - окисление

$2H_2O + 2Cl^- = H_2 + Cl_2 + 2OH^-$ (общее уравнение электролиза)

3) электролиз раствора $CuCl_2$ с использованием Cu -анода

$CuCl_2 = Cu^{2+} + 2Cl^-$

$\varphi^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34\text{ В} < \varphi^0(Cl_2/2Cl^-) = 1,36\text{ В}$.

катод: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$ - восстановление

анод: $Cu - 2e^- = Cu^{2+}$ - окисление

В результате медь переносится с анода на катод.

Опыты проводятся в приборе, называемом электролизёром. Он представляет собой U-образную трубку с раствором электролита, в который погружено два электрода, один из которых подключён к положительному, другой – к отрицательному полюсам источника постоянного тока.

Оборудование и материалы

Электролизёр: U-образная трубка со штативом, графитовые электроды с резиновыми пробками, контактный провод с вилкой, источник постоянного тока (12 В). Индикаторы: фенолфталеин (р-р), нейтральный лакмус (р-р), крахмал. Растворы: иодида калия (0,5 н.), сульфата натрия (0,5 н.), сульфата меди (II) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор иодида калия и прибавьте в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора фенолфталеина. Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 В) и пропускайте его в течение 5-10 мин.

Отметьте изменение цвета раствора около одного из электродов. В колено с другим электродом добавьте 2 капли крахмала. *Что наблюдаете? Почему окрасились растворы в катодном и анодном пространствах? Напишите уравнения электродных процессов. Какие газы выделяются на электродах?*

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор сульфата натрия и прибавьте в оба колена сосуда по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса. Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 В) и пропускайте его в течение 5-10 мин. *Как изменилась окраска раствора на катодном и анодном участках? Какие газы выделяются на электродах? Напишите уравнения электродных процессов.*

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) с растворимым анодом

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор сульфата меди (II). Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 В) и пропускайте его появления на катоде красного налёта меди. *Напишите уравнения электродных процессов.*

Не отключая электролизёр от источника тока, поменяйте местами электроды в коленах электролизёра, вследствие чего электрод, покрывшийся вначале медью, окажется анодом. Пропускайте ток в течение 5-10 минут. *Что происходит с медью на аноде? Какое вещество выделяется на катоде? Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди с медным анодом.*

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Схемы электролиза должны быть представлены анодным,

катодным процессами и общим уравнением. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Перечислите правила разрядки катионов на катоде при электролизе водных растворов электролитов.
2. Перечислите правила разрядки анионов на аноде при электролизе водных растворов электролитов.
3. Что происходит при электролизе с активным анодом?
4. Сформулируйте первый и второй законы Фарадея. Какой математической формулой они выражаются?
5. Какой из сделанных Вами опытов лежит в основе электролитического рафинирования металлов?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Водород и металл могут выделять на катоде одновременно при электролизе водного раствора:
 - 1) Сульфата калия
 - 2) Нитрата серебра
 - 3) Нитрата цинка
 - 4) Сульфата хрома (III)
 - 5) Нитрата меди (II)
 - 6) Нитрата марганца (II)
2. Кислород не выделяется на аноде при электролизе водного раствора
 - 1) Сульфида лития
 - 2) Сульфата цинка
 - 3) Нитрата никеля (II)
 - 4) Хлорида хрома (III)
 - 5) Фторида калия
 - 6) Бромид кальция
3. Установите соответствие между формулой соли и продуктами, образующимися на катоде при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ НА КАТОДЕ
А)	CH_3COONa	1.	Металл
Б)	$Cu(NO_3)_2$	2.	Водород
В)	K_2SO_4	3.	Оксид серы (IV)
Г)	$AlCl_3$	4.	Металл, водород
		5.	Галоген
		6.	Оксид азота (IV)

4. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на аноде при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ НА АНОДЕ
А)	K_3PO_4	1.	Кислород
Б)	$FeCl_3$	2.	Оксид фосфора (V)
В)	$NiSO_4$	3.	Оксид серы (IV)
Г)	$CrBr_3$	4.	Водород
		5.	Галоген

5. Установите соответствие между формулой соли и продуктами, образующимися на инертных электродах при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А)	KCl	1.	Металл, галоген
Б)	$CuCl_2$	2.	Металл, кислород
В)	NaF	3.	Водород, галоген
Г)	$ZnBr_2$	4.	Водород, кислород
		5.	Металл, водород, кислород
		6.	Металл, водород, галоген

6. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе расплавов CaCl_2 , KOH , NaNO_3 для каждого процесса составить общее уравнение реакции.
7. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водных растворов: NiCl_2 , NaBr , AgNO_3 , ZnSO_4 , HNO_3 , KNO_3 , KOH , для каждого из них составить общее уравнение реакции.
8. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с медным анодом, NiSO_4 с никелевым анодом и AgNO_3 с серебряным анодом. Для каждого случая составить общее уравнение реакции.
9. В растворе содержатся ионы Ag^+ , Ni^{2+} , Cu^{2+} в одинаковой молярной концентрации. В какой последовательности будет идти восстановление этих ионов при электролизе раствора?
10. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и на аноде?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические рекомендации
по организации самостоятельной работы по дисциплине
«Химия»

Основы материаловедения в строительстве

Направление подготовки
Направленность (профиль)

08.03.01 Строительство

Теплогазоснабжение и вентиляция

СОДЕРЖАНИЕ

Общая характеристика самостоятельной работы студента при изучении дисциплины
План-график выполнения самостоятельной работы
Методические материалы по изучению теоретического материала
Методические указания по подготовке к выполнению и защите лабораторных работ
Методические указания по подготовке к экзамену
Список рекомендуемой литературы

Общая характеристика самостоятельной работы студента при изучении дисциплины

Самостоятельная работа студентов включает: изучение теоретического материала, подготовку к выполнению и защите лабораторных работ и практических занятий, подготовку к экзамену.

Целью самостоятельной работы является формирования набора общекультурных и профессиональных компетенций будущего бакалавра.

Компетенции обучающегося по направлению подготовки 08.03.01 Строительство, формируемые в результате изучения дисциплины «Химия».

Индекс	Формулировка:
ОПК-1	Способен находить, формулировать и решать актуальные проблемы прикладной математики, фундаментальной информатики и информационных технологий

Задачами самостоятельной работы является:

- кратко, но строго и систематизировано изучить наиболее значимые для химии теоретические понятия;
- привить навыки экспериментальной работы, показать им методы и средства химического исследования и дать возможность познакомиться с некоторыми веществами и их превращениями;
- развить навыки решения конкретных практических задач и исследовательской работы, а также закрепить в памяти студентов теоретические сведения о закономерностях химии, почувствовать эти закономерности в практической работе, убедиться в их действенности;
- привить готовность к соблюдению требований безопасности жизнедеятельности;
- выработать ритмичность в самостоятельной работе.

Дисциплина «Химия» относится к базовой части блока дисциплин Б1.О.05. Ее освоение происходит в 1 семестре.

Особенность дисциплины в том, что она опирается на знания, полученные обучающимся при изучении школьного курса химии. Для успешного освоения химии обучающийся должен владеть знаниями и навыками, полученными при изучении базового уровня программы среднего общего образования по химии. Также студенты обязаны знать математику, физику в пределах общеобразовательной программы. Знания, приобретенные в результате изучения данной дисциплины, необходимы для успешного освоения дисциплин математического и естественнонаучного цикла и профильного цикла. С дисциплины "Химия" начинается изучение цикла естественно-научных дисциплин основной образовательной программы подготовки бакалавра. В результате у студентов должны сформироваться базовые смысловые блоки, необходимые для освоения курсов следующих дисциплин: Физика, Строительные материалы, Экология

План-график выполнения самостоятельной работы.

№ п/п	Наименование тем	Сроки выполнения, недели	Сроки отчетности, недели
1 семестр			
1	Атомно-молекулярное учение. Строение вещества	1 - 4	5-8
1	Периодическая система элементов Д.И.Менделеева.	5-8	
2	Химическая термодинамика и кинетика	9-12	13-16
3	Растворы электролитов и неэлектролитов. Реакции в растворах электролитов.	13-16	
3	Равновесия в растворах электролитов	13-16	17-18
4	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические	17-18	

	системы.		17-18
5	Коррозия и защита металлов от коррозии.	17-18	

Критерии оценивания компетенций.

Оценка «отлично» выставляется студенту, если

- он продемонстрировал высокое умение применять полученные знания и навыки на практике через решение конкретных задач базового и продвинутого уровня, свободно без затруднений справился с поставленными задачами, показав владение разносторонними приемами и навыками их выполнения, не допустил ошибок и неточностей;

Оценка «хорошо» выставляется студенту, если

- он продемонстрировал умение применять полученные знания на практике через решение конкретной задачи базового уровня, справился с поставленной задачей, показав владение необходимыми приемами и навыками ее выполнения, при этом допустил не более одной ошибки;

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если

- он продемонстрировал посредственное умение применять полученные знания на практике через решение конкретной задачи базового уровня, с трудом справился с поставленной задачей, при этом допустил не более двух ошибок;

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если:

- он не продемонстрировал умение применять полученные знания на практике через решение конкретной задачи базового уровня, не справился с поставленной задачей или допустил при ее решении три и более серьезные ошибки.

Методические материалы по изучению теоретического материала

В процессе изучения дисциплины по темам, вынесенным на самостоятельное изучение, студенты должны подготовить обзор, пользуясь научной литературой, учебниками, учебными пособиями, а также возможно использовать материалы электронных ресурсов сети "Интернет".

Самостоятельная работа с книгой может быть успешной, если текст не только прочитан, но и законспектирован. Существует несколько **форм записей**, но любая форма записи не даст нужного результата, если не будет пробуждать мысли того, кто ее ведет, если отсутствует активная работа ума и формирование своих выводов из прочитанного.

Выбор формы записи зависит от индивидуальных особенностей человека, его образованности и опыта. При этом не меньшую роль играет назначение записей, то есть то, какие задачи ставит перед собой человек (для самообразования, для выступления на семинаре, для использования в будущем).

Введение записей мобилизует наряду со зрительной памятью, также и моторную память. Кроме того, у человека, систематически ведущего записи изучаемой литературы, создается свой фонд материалов для быстрого повторения и мобилизации накопленных знаний.

Все записи должны быть убористыми и компактными. Интервалы между строками должны быть достаточными, чтобы вписывать дополнения.

Рекомендуется вести записи ручкой, а карандашом или ручкой другого цвета пользоваться для отметок и выделений при последующей работе. Полезно также датировать записи.

Записи могут носить различный характер: план, выписки, тезисы, аннотирование, конспектирование, реферирование.

1. План - наиболее краткая формой записи. Это перечень вопросов, рассматриваемых в книге или статье. План обычно раскрывает структуру произведения, логику автора, способствует лучшей ориентации в содержании. Так, составленным планом можно воспользоваться, чтобы вспомнить прочитанное или быстро отыскать в книге нужное место. Представление об основных пунктах плана дает оглавление книги, поэтому во многих случаях наименования глав и разделов можно использовать в качестве пунктов.

Составление плана приучает логически мыслить, вырабатывать умение сжато и последовательно излагать суть вопроса в письменной и устной форме.

2. Тезисы – более сложная и совершенная форма записи, чем составление плана.

Это сжатое изложение основных мыслей прочитанного произведения или подготовляемого выступления. Особенностью тезисов является их утвердительный характер.

В них сосредотачивается самое главное, только выводы и обобщения, в них меньше доказательств, иллюстрации и пояснений.

Тезисы не должны повторять дословно текст, но в ряде мест могут быть близки к нему, воспроизводя некоторые характерные выражения автора, важные для понимания хода его мыслей. Составление тезисов помогает глубже понять основные идеи произведения, выделить главное в нем; приучают сжато, точно и четко сформулировать свои мысли, повышает культуру речи и письма. При составлении тезисов учитывают следующее. Прежде всего, если произведение небольшое, необходимо внимательно изучать его в целом, если большое – изучать по главам и разделам. Затем, когда будут ясны основные идеи, кратко и последовательно излагать их в виде пунктов.

Различают простые и сложные, развернутые тезисы. Если записывают только утверждение чего – либо, такой тезис называют простым, а сложным тезисом будет выражение главной мысли, содержащее, кроме утверждения, еще и краткое ее доказательство.

Часто тезисы формулируются самим автором как выводы и обобщения в заключении книги или разделах книги. Нередко тезисы выделяются в тексте другим шрифтом.

Тезисы по содержанию очень близки к **конспекту**, но конспект носит более описательный характер, и его положения не столь категоричны, как в тезисах. Кроме того, конспект представляет собой более полную форму записи.

Следует отметить, что различие между формами записей условно, но в любой форме запись – важная часть самостоятельной работы с книгой.

3. Выписки. Это записи текста из книги: теоретических положений, статистических данных, имеющих по мнению читателя важное значение.

Достоинство выписок состоит в точности воспроизведения текста книги, удобстве пользования записями при последующей работе, в накоплении обобщений и фактического материала. Выписки полезны для повторения, освежения в памяти прочитанного, для быстрой мобилизации своих знаний, когда необходимо в короткий срок вспомнить материал. Выписки выделяют из текста самое главное и тем самым помогают глубже понять его. Без них трудно обойтись при подготовке доклада, реферата, выступления. Выписки следует рассматривать как составную часть тезисов и конспектов.

4. Аннотация – еще одна форма записи, являющаяся кратким обобщением содержания книги. Ею удобно пользоваться, если имеется намерение вернуться к изучаемому произведению. Аннотация может быть необходима и для того, чтобы не забыть о нем.

Для составления аннотации надо сначала полностью прочитать и глубоко продумать произведение. При всей своей краткости аннотация может содержать отдельные фрагменты авторского текста, а не только оценку книги или статьи.

5. Резюме очень близко к аннотации. Это запись, являющаяся краткой оценкой прочитанного материала. Различие между ними состоит в том, что аннотация сжато характеризует произведение в целом, а резюме концентрирует внимание на его выводах, главных итогах.

6. Конспект – наиболее совершенная и наиболее сложная форма записи. Слово «конспект» происходит от латинского «conspectus», что означает «обзор, изложение». В правильно составленном конспекте обычно выделено самое основное в изучаемом тексте, сосредоточено внимание на наиболее существенном, в кратких и четких формулировках обобщены важные теоретические положения.

Конспект представляет собой относительно подробное, последовательное изложение содержания прочитанного. На первых порах целесообразно в записях ближе держаться тексту, прибегая зачастую к прямому цитированию автора. В дальнейшем, по мере выработки навыков конспектирования, записи будут носить более свободный и сжатый характер.

Следующим методом самостоятельной работы с книгой является **реферирование** на определенную тему. Слово реферат употребляется в двух различных значениях:

1. Краткое изложение содержания книги, научной работы;
2. Доклад за заданную тему на основе критического образа литературных источников.

7. Реферат – это один из самых сложных видов самостоятельной работы с книгой, а для этого следует овладеть более простыми приемами работы – разработкой плана, составлением тезисов и конспектов. Подготовка реферата и выступление с его изложением углубляет знания, расширяет кругозор, приучает логически, творчески мыслить, развивать культуру речи.

При просмотре литературы намечается ориентировочный план реферата, в который включается обычно 3-4 основных вопроса или раздела. Каждом из разделов формулируются подвопросы, помогающие последовательно раскрыть содержание проблемы.

Методические указания по подготовке к выполнению и защите лабораторных работ

Лабораторные работы проводятся с целью закрепления теоретического материала по наиболее важным разделам химии, а также выработки практических навыков в выполнении химических анализов и выполнении соответствующих расчетов.

Подготовка к выполнению каждой лабораторной работы заключается в ознакомлении с теоретической частью и методикой выполнения работы по методическим указаниям к выполнению лабораторных работ. Методические указания можно получить у лаборанта, ответственного за проведение лабораторных занятий по химии (информацию уточняйте у ведущего преподавателя).

Подготовку необходимо проводить заблаговременно, учитывая календарный план лабораторных работ. На лабораторное занятие являться, имея соответствующую рабочую тетрадь и выполняя общие указания по технике безопасности (иметь халат и пр.).

После выполнения блока лабораторных работ по данной теме студентом проводится подготовка к их защите, т.е. к контрольному мероприятию.

Подготовка к защите включает в себя: во первых, оформление результатов работы по шаблону данному в рабочей тетради, а во вторых, самоконтроль усвоенных знаний по вопросам к соответствующей теме, приведенным в методических указаниях и рабочей тетради.

Ответы на теоретические вопросы должны быть коротко сформулированными и мотивированы, иллюстрированы графиками или уравнениями реакций, если это необходимо, в молекулярной и ионной формах. Следует указывать числовые значения физико-химических величин, условия протекания аналитических реакций (температура, реакция среды, раствора, значение pH, избыток того или иного реагента и т.д.); химико-аналитические характеристики веществ (агрегатное состояние, цвет, структура и т.п.)

При оформлении расчетных задач приводят кратко запись данных, нужные справочные физико-химические константы (константы диссоциации и нестойкости, произведение растворимости, нормальные окислительно-восстановительные потенциалы и т.п.). Решение начинают с записи математических формул, лежащих в основе вычислений, а затем формулы, с подставленными значениями необходимых величин и только потом - окончательного ответа с указанием размерности величин.

Выполняемые по ходу задачи действия следует соответственно комментировать, указывая применяемые законы, рассматриваемые процессы и т.д.

Методические указания по подготовке к экзамену

Контроль и оценка знаний студентов является неотъемлемой составной частью учебно-воспитательного процесса в ВУЗе. Экзаменационная сессия – самая ответственная пора в студенческой жизни: она является итогом большой работы студентов в семестре.

Зачет и экзамен – это метод проверки знаний студентов по части или полному курсу учебной дисциплины, произведенный путем постановки устных или письменных вопросов. Он дает объективную официально фиксируемую оценку успехов студентов за определенный отрезок времени.

Зачет и экзамен преследуют многогранную цель: во-первых, это – проверка знаний студента, во-вторых, они сами по себе являются важным звеном в овладении наукой, в-третьих, это продолжение учебного процесса; наконец, они имеют большое значение как фактор стимулирования глубокого изучения предмета. Непосредственная подготовка перед экзаменом позволяет студентам за сравнительно короткий отрезок времени охватить всю перспективу изученного и лучше понять основные закономерности и явления.

Ограниченность времени (3-4 дня) для непосредственной подготовки к экзамену по каждому предмету требует от студентов спокойно, без нервной суеты и спешки еще раз внимательно продумать изученный в течение семестра материал, тщательно отработать вопросы, недостаточно изученные или плохо понятые, с тем, чтобы по возможности устранить все пробелы в своих знаниях.

Готовиться надо по строго продуманному графику, последовательно переходя от темы к теме, не пропуская ни одну из них.

Сложные вопросы, недостаточно уясненные необходимо записать и получить на них разъяснения у преподавателей во время предэкзаменационной консультации.

Следует заметить, что студенты, которые не ходят на консультации из-за отсутствия, по их мнению, сложных вопросов, поступают опрометчиво. На консультациях очень часто лектор не только отвечает на заданные вопросы, но и по собственной инициативе разъясняет наиболее трудные разделы курса.

Итак, основной задачей подготовки студентов к экзамену является систематизация знаний учебного материала, его творческое осмысливание. Важнейшим учебным пособием на этом этапе работы студента является собственный конспект прослушанных лекций и самостоятельно проработанных тем курса.

Получив билет, студент должен хорошо продумать содержание поставленных вопросов. Значительное число неудачных ответов объясняется неясным пониманием поставленной проблемы. Правильное понимание вопроса обеспечит успех при ответе на него. При подготовке к ответу на билет нужно составить развернутый план по каждому вопросу.

Список рекомендуемой литературы

1. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / В.В. Денисов, В.М. Таланов, И.А. Денисова, Т.И. Дровозова ; под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов : Феникс, 2013. - 576 с. : ил., схем., табл. - (Высшее образование). - Библиогр. в кн. - ISBN 978-5-222-20674-4 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=271598>
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для вузов / Н. В. Коровин. - 2-е изд., испр. и доп. - М. : Высшая школа, 2000. - 558 с. : ил. - (Победитель конкурса учебников). - Гриф: Рек. МО для техн. спец. - Библиогр.: с. 546. - Предм. указ.: с. 547-558. - ISBN 5-06-003939-0 (Электронный ресурс)
3. Афонина, Л.И. Неорганическая химия : учебное пособие / Л.И. Афонина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. - Новосибирск : НГТУ, 2013. - 104 с. - ISBN 978-5-7782-2172-7 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823>
4. Химия : лабораторный практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации, Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. В.П. Тимченко, А.В. Серов и др. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 225 с. : ил. - Библиогр. в кн. ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457335>
5. Органическая химия : практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации, Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. Ю.Ф. Ключкина, А.В. Серов. - Ставрополь : СКФУ, 2016. - 187 с. : ил. ; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=458139>
6. Методические рекомендации для студентов по организации самостоятельной работы по дисциплине «Химия» - Ставрополь: 2018
7. <http://www.chem.msu.su> – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета