

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Шебзухова Татьяна Александровна

Должность: директор Пятигорского института (филиал) Северо-Кавказского

федерального университета

Дата подписания: 19.09.2023 11:25:33

Уникальный программный ключ:

d74ce93cd40e39275c3ba2f58486412a1c8ef96f

Пятигорский институт (филиал) СКФУ

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания

по выполнению лабораторных работ

по дисциплине «ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ»

для студентов направления подготовки /специальности

19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания

(ЭЛЕКТРОННЫЙ ДОКУМЕНТ)

Методические указания по выполнению лабораторных работ предназначены для студентов 1 курса очной формы обучения направления 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания, направленность (профиль): Технология и организация ресторанного дела.

Методические указания рассмотрены и утверждены на заседании кафедры технологии продуктов питания и товароведения

Протокол № ____ от «____» _____ 2021 г.

Заведующий кафедрой технологии
продуктов питания и товароведения

Е.Н. Холодова

СОДЕРЖАНИЕ

Введение

Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений

Лабораторная работа №2. Определение эквивалентной массы цинка

Лабораторная работа №3. Определение молекулярной массы диоксида углерода

Лабораторная работа №4. Комплексные соединения

Лабораторная работа №5. Скорость химических реакций и химическое равновесие. Катализ

Лабораторная работа №6. Растворы. Приготовление раствора заданной концентрации

Лабораторная работа №7. Реакции обмена в растворах электролитов

Лабораторная работа №8. Гидролиз

Лабораторная работа №9. Окислительно-восстановительные реакции

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Основы общей и неорганической химии» осваивается студентами в течение 135 часов. Часть этого времени (121,5 час) отводится на самостоятельную, или внеаудиторную, работу студентов, другая часть (13,5 часа) – это аудиторные формы работы (лекционные и лабораторные занятия), которые организуются непосредственно преподавателем.

Лабораторное занятие является важнейшей формой усвоения знаний. Очевидны три структурные его части: предваряющая (подготовка к занятию), непосредственно сама работа (выполнение практической части) и завершающая часть (работа студентов по устранению обнаружившихся пробелов в знаниях).

Лабораторное занятие является средством проверки знаний, отработки практических навыков по дисциплине. Выполняя лабораторную работу, слушатели должны показать умение выделить основные положения, изучить их действие на практике, а также делать практически значимые выводы из теоретических положений.

Ко всем лабораторным занятиям дан перечень наиболее важных вопросов, необходимых для усвоения, а также приведен список основной и дополнительной литературы, необходимой для изучения.

Для выполнения лабораторной работы необходимо вести конспект в отдельной тетради. Такой конспект может быть в форме плана с описанием цели работы, основных материалов и оборудования, эксперимента и вывода.

Если слушатель не выполнил лабораторную работу или пропустил его по какой-то причине (в том числе и по болезни), он обязан во внеурочное время отработать ее отчитаться перед преподавателем, ведущим занятие в группе. При возникновении трудностей при изучении курса, необходимо посетить консультацию преподавателя, ведущего занятия, в соответствии с графиком консультаций, который имеется на кафедре технологии продуктов питания и товароведения.

Лабораторная работа № 1

Тема: Классы неорганических соединений

Цель работы: Изучить химические свойства основных и кислотных оксидов и получаемых из них гидроксидов, научиться писать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, получение и свойства амфотерного гидроксида, получение нерастворимых в воде оснований.

Формируемые компетенции: УК-1,ОПК-2.

Теоретическая часть: В химии все многообразие неорганических веществ: принято разделять на две группы – простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. А сложные – на производные от простых, образованные путем их взаимодействия с кислородом, водой и между собой. Эту классификацию неорганических веществ в виде схемы изображают следующим образом:



ОКСИДЫ (окислы) - сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления, равной -2. Общая формула любого оксида - $\text{Э}_x\text{O}_y^{-2}$. Различают солеобразующие (основные: Li_2O , CaO , MgO , FeO ; амфотерные: ZnO , Al_2O_3 , SnO_2 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 ; кислотные: B_2O_3 , SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7) и несолеобразующие: N_2O , NO , CO оксиды. Элементы с переменной степенью окисления образуют несколько оксидов (MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5). В высшем оксиде, как правило, элемент находится в степени окисления, равной номеру группы. По современной международной номенклатуре названия оксидов составляют следующим образом: слово «оксид», далее русское название элемента в родительном падеже, степень окисления элемента (если она переменна). Например: FeO – оксид железа (II), P_2O_5 – оксид фосфора (V).

ОСНОВАНИЯ – сложные вещества, в которых на атом металла приходится одна или несколько гидроксогрупп OH^- . Степень окисления атомов металла обычно +1, +2 (реже +3). Общая формула оснований Me(OH)_x , где x – число гидроксогрупп – кислотность основания. (MeOH – однокислотное, Me(OH)_2 – двухкислотное, Me(OH)_3 – трехкислотное основание).

Названия основаниям дают следующим образом: «гидроксид», затем русское название металла в родительном падеже, а в скобках римскими цифрами – степень окисления, если она переменна. Например: KOH – гидроксид калия, Ni(OH)_2 – гидроксид никеля(II).

КИСЛОТЫ – сложные вещества, молекулы которых состоят из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Состав кислот может быть выражен общей формулой H_xA , где А – кислотный остаток. Атомы водорода в кислотах способны замещаться или обмениваться на атомы металлов, при этом образуются соли.

Если кислота содержит один такой атом водорода, то это одноосновная кислота (HCl - соляная, HNO_3 - азотная, $HClO$ - хлорноватистая, CH_3COOH - уксусная); два атома водорода - двухосновные кислоты: H_2SO_4 – серная, H_2S - сероводородная; три атома водорода - трехосновные: H_3PO_4 – ортофосфорная, H_3AsO_4 – ортомышьяковая.

В зависимости от состава кислотного остатка кислоты подразделяют на бескислородные (H_2S , HBr , HI) и кислородсодержащие (H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2CrO_4). В молекулах кислородсодержащих кислот атомы водорода связаны через кислород с центральным атомом: $H - O - Э$. Названия бескислородных кислот образуются из корня русского названия неметалла, соединительной гласной *-о-* и слова «водородная» (H_2S – сероводородная). Названия кислородсодержащим кислотам дают так: если неметалл (реже металл), входящий в состав кислотного остатка, находится в высшей степени окисления, то к корню русского названия элемента добавляют суффиксы *-н-*, *-ев-*, или *-ов-* и далее окончание *-ая-* (H_2SO_4 – серная, H_2CrO_4 - хромовая). Если степень окисления центрального атома ниже, то используется суффикс *-ист-* (H_2SO_3 – сернистая). Если неметалл образует ряд кислот, используют и другие суффиксы ($HClO$ – хлорноватистая, $HClO_2$ – хлористая, $HClO_3$ – хлорноватая, $HClO_4$ – хлорная).

СОЛИ – ионные соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов кислотных остатков. Любую соль можно рассматривать как продукт реакции нейтрализации основания кислотой. В зависимости от того, в каком соотношении взяты кислота и основание, получают соли: *средние* ($ZnSO_4$, $MgCl_2$) – продукт полной нейтрализации основания кислотой, *кислые* ($NaHCO_3$, KH_2PO_4) – при избытке кислоты, *основные* ($CuOHCl$, $AlOHHSO_4$) – при избытке основания. Названия солей по международной номенклатуре образуют из двух слов: названия аниона кислоты в именительном падеже и катиона металла в родительном с указанием степени его окисления, если она переменная, римской цифрой в скобках. Например: $Cr_2(SO_4)_3$ – сульфат хрома (III), $AlCl_3$ – хлорид алюминия. Названия кислых солей образуют добавлением слова *гидро-* или *дигидро-* (в зависимости от числа атомов водорода в гидроанионе): $Ca(HCO_3)_2$ – гидрокарбонат кальция, NaH_2PO_4 - дигидрофосфат натрия. Названия основных солей образуют добавлением слова *гидроксо-* или *дигидроксо-* : $(AlOH)Cl_2$ – гидроксохлорид алюминия, $[Cr(OH)_2]_2SO_4$ - дигидроксосульфат хрома(III).

Оборудование и материалы:

Реактивы, необходимые для данной работы, выставляют на полки лабораторных столов. Редкие реактивы, концентрированные кислоты и щёлочи, пахучие вещества (например, сероводород, бромная вода и др.) хранят в вытяжном шкафу.

Основная химическая посуда: пробирки (в штативе), колбы, химические стаканы после работы тщательно вымыть; весы с разновесом, приборы, используемая для проведения отдельных лабораторных работ, выдается и сдается чистая лаборанту.

Техника безопасности при выполнении лабораторной работы:

- аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щётки;
- все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу;
- при определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25-30 см от лица, направляя к себе струю газа поступательными движениями ладони от отверстия к лицу;
- при наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. при разбавлении концентрированных кислот вливать кислоту в воду, но не наоборот;
- при нагревании пробирки не держать её отверстием к себе или в сторону соседа. не наклоняться над нагреваемой жидкостью во избежание попадания её на лицо, руки или одежду;
- горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон, асбестированную сетку или другую специальную подставку;
- нельзя пользоваться электроприборами без соответствующего инструктажа. при включении их в сеть нельзя держаться за металлические предметы (трубы, краны и т.п.). запрещается включать и выключать электроприборы мокрыми руками, а также пользоваться неисправными или имеющими оголённые провода приборами;
- запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды. -
- категорически запрещается пробовать реактивы на вкус;
- при попадании на лицо или руки брызг концентрированных кислот после смывания водой промыть слабым раствором соды. щёлочь следует смывать до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким; затем промыть слабым раствором уксусной кислоты и наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия (из аптечки в лаборантской кафедры);
- по окончании работы выключить из сети все электроприборы, перекрыть подачу газа и воды в лабораторию и убрать рабочее место;
- обо всех несчастных случаях немедленно сообщать преподавателю или лаборанту.

Практическая часть:

Опыт №1. Кислотно-основные свойства оксидов

Растворите в воде в одной пробирке оксид кальция, в другой - диоксид углерода. В первую пробирку добавьте щепотку порошка CaO , 2-3 мл дистиллированной воды и взболтайте. Во вторую пробирку с 3-5 мл дистиллированной воды пропустите ток CO_2 из баллона или аппарата Киппа. В каждую пробирку добавьте 2-3 капли лакмуса и по цвету индикатора определите характер полученного раствора. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах данных оксидов и полученных гидроксидов. Напишите уравнения реакций. Исследуйте взаимодействие растворённых гидроксидов друг с другом и с раствором серной кислоты.

Опыт №2. Кислотно-основные свойства гидроксидов

К растворам солей NiSO_4 и Na_2SiO_3 (2-3 мл) добавьте такое же количество щёлочи (NaOH) и кислоты (HCl). При выпадении осадков труднорастворимых гидроксидов никеля и кремния установите их кислотно-основные свойства, прибавляя к осадкам HCl и NaOH . Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт №3. Получение и свойства амфотерного гидроксида

В пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида хрома или хлорида алюминия (по выбору) и по каплям прибавляйте раствор щёлочи (NaOH или KOH) до образования устойчивого осадка. Разделите осадок на две пробирки: в одну прилейте раствор щёлочи, в другую - раствор кислоты до растворения осадка. Сделайте вывод, составьте уравнения реакций.

Опыт №4. Получение нерастворимых в воде оснований

В отдельные пробирки налейте по 2-3 мл растворов хлорида железа, сульфата меди и сульфата магния. Прилейте в каждую пробирку по каплям раствор щёлочи. Составьте уравнения реакций, отметьте цвет выпавших осадков.

Опыт №5. Кислотно-основные свойства солей

А. Свойства кислой соли. Для получения кислой соли используйте раствор гидроксида кальция или бария и диоксид углерода. Какой из указанных реактивов следует взять в избытке? Обратите внимание на то, что при пропускании тока CO_2 через раствор гидроксида вначале образуется осадок средней соли, который при дальнейшем пропускании диоксида углерода растворяется и переходит в растворимый гидрокарбонат. Составьте уравнения реакций. Чем нужно подействовать на гидрокарбонат (раствором HCl или NaOH), чтобы перевести его снова в осадок средней соли?

В. Свойства основной соли. Для получения основной соли используйте раствор сульфата меди, добавляя к нему по каплям раствор NaOH и перемешивая содержимое пробирки стеклянной палочкой. При недостатке щёлочи образуется осадок основного сульфата меди. Какого цвета этот осадок, и каков состав соли? При дальнейшем прибавлении щёлочи изменяется цвет осадка

(на какой?) в связи с образованием гидроксида. Составьте уравнения реакций. Отчёт по лабораторной работе оформите на двух развёрнутых листах тетради (лабораторного журнала).

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Основные классы неорганических соединений. Международная номенклатура.
2. Оксиды и гидроксиды хрома
3. Едкие щелочи
4. Соли натрия и калия
5. Общая характеристика подгруппы бериллия
6. Кальций. Нахождение в природе, физические, химические свойства.
7. Оксид и гидроксид кальция
8. Соли кальция

Список литературы:

1. Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>
4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 2

Тема: Определение эквивалентной массы цинка

Цель работы: Изучить установку и методику определения эквивалентной массы цинка по количеству водорода, выделяющегося в ходе реакции цинка с соляной кислотой.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

Из закона постоянства состава, кратных и объемных отношений следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях, которые называют эквивалентами или эквивалентными массами. Для определения эквивалентов и эквивалентных масс нужно знать, что такое моль и мольная масса. **Моль**- это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определяемого сорта, равное постоянной Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$). Например: $3 \cdot 10^{24}$ молекул воды составят 5 моль. **Мольная (молярная) масса** вещества в граммах численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе, выраженной в атомных единицах массы (а.е.м.). Масса 1 моля вещества выражается в г/моль. Например: молярная масса H_2O и атомная масса кислорода соответственно равны 18 и 16 а.е.м., их мольные массы равны 18 г/моль и 16 г/моль. **Эквивалентом элемента** называется такое его количество, которое соединяется 1с молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Например, в соединениях NH_3 , H_2O , PH_3 эквиваленты

брома, кислорода, фосфора соответственно равны 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль. Масса одного эквивалента называется его **эквивалентной массой**. Так, в приведенных выше примерах, эквивалентные массы брома, кислорода, фосфора соответственно равны 79,9 г/моль, $16:2 = 8$ г/моль, $31:3 = 10,3$ г/моль. **Эквивалентом сложного вещества** называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или с одним эквивалентом любого другого вещества. Расчеты, связанные с определением эквивалентных масс, проводятся по **закону эквивалентов**: массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (объемам). Математически закон выражается зависимостью:

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2} \quad \text{или для газов} \quad \frac{V_1}{V_{\text{экв.1}}} = \frac{V_2}{V_{\text{экв.2}}}$$

где: m , (V) - массы (объемы) реагирующих веществ;

$\mathcal{E}$, $(V_{\text{экв.}})$ - эквивалентные массы (объемы).

Эквивалентную массу простого вещества можно вычислить по формуле:

$$\mathcal{E} = \frac{M_r}{B}$$

где M_r - мольная масса атома элемента,

B - валентность элемента.

Так, например, эквивалентные массы водорода и кислорода соответственно равны:

$$\mathcal{E}_H = \frac{1}{1} = 1 \text{ г / моль} \quad \mathcal{E}_O = \frac{16}{2} = 8 \text{ г / моль}$$

Эквивалентный объем газа можно вычислить по формуле:

$$V_{\text{экв.}} = \frac{\mathcal{E} \cdot M}{22,4}$$

Так, например, эквивалентные объемы водорода и кислорода соответственно равны:

$$V_{\text{экв. H}} = \frac{1 \cdot 2}{22,4} = 11,2 \text{ л / моль} \quad V_{\text{экв. O}} = \frac{1 \cdot 32}{22,4} = 14,3 \text{ л / моль}$$

Эквивалентные массы сложных веществ можно вычислить по формулам:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{\text{оксида}} &= \frac{M_{\text{оксида}}}{2n_O} = \frac{M_r}{B} + 8 & \mathcal{E}_{\text{кислоты}} &= \frac{M_{\text{кислоты}}}{n_H} = 1 + \frac{M_{\text{кисл.остатка}}}{B_{\text{кисл.остатка}}} \\ \mathcal{E}_{\text{основания}} &= \frac{M_{\text{основания}}}{n_{OH}} = \frac{M_r}{B} + 17 & \mathcal{E}_{\text{соли}} &= \frac{M_{\text{соли}}}{B_{Me} \cdot n_{Me}} = \frac{M_r}{B} + \frac{M_{\text{кисл.остатка}}}{B_{\text{кисл.остатка}}} \end{aligned}$$

n_O , n_{OH} , n_H , n_{Me} – число атомов кислорода, гидроксильных групп, атомов водорода, металла соответственно в оксиде, основании, кислоте, соли; B – валентность, 8 – эквивалентная масса кислорода, 1 – эквивалентная масса водорода, 17 – эквивалентная масса гидроксильной группы.

Оборудование и материалы:

Реактивы, необходимые для данной работы, выставляют на полки лабораторных столов. Редкие реактивы, концентрированные кислоты и щёлочи, пахучие вещества (например, сероводород, бромная вода и др.) хранят в вытяжном шкафу.

Основная химическая посуда: пробирки (в штативе), колбы, химические стаканы после работы тщательно вымыть; весы с разновесом, приборы, используемая для проведения отдельных лабораторных работ, выдается и сдается чистая лаборанту.

Техника безопасности при выполнении лабораторной работы:

- аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щётки;
- все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу;
- при определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25-30 см от лица, направляя к себе струю газа поступательными движениями ладони от отверстия к лицу;
- при наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. при разбавлении концентрированных кислот вливать кислоту в воду, но не наоборот;
- при нагревании пробирки не держать её отверстием к себе или в сторону соседа. не наклоняться над нагреваемой жидкостью во избежание попадания её на лицо, руки или одежду;
- горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон, асбестированную сетку или другую специальную подставку;
- нельзя пользоваться электроприборами без соответствующего инструктажа. при включении их в сеть нельзя держаться за металлические предметы (трубы, краны и т.п.). запрещается включать и выключать электроприборы мокрыми руками, а также пользоваться неисправными или имеющими оголённые провода приборами;
- запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды. - категорически запрещается пробовать реактивы на вкус;
- при попадании на лицо или руки брызг концентрированных кислот после смывания водой промыть слабым раствором соды. щёлочь следует смывать до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким; затем промыть слабым раствором уксусной кислоты и наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия (из аптечки в лаборантской кафедры);
- по окончании работы выключить из сети все электроприборы, перекрыть подачу газа и воды в лабораторию и убрать рабочее место;
- обо всех несчастных случаях немедленно сообщать преподавателю или лаборанту.

Практическая часть:

Эквивалент цинка определяют по количеству водорода, который выделяется в ходе реакции: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Расчёт проводят согласно закону эквивалентов по формуле:

$$\mathcal{E}_{\text{Zn}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{H}}}{m_{\text{H}_2}},$$

где $\mathcal{E}_{\text{Zn}}$ — эквивалент цинка;

$\mathcal{E}_{\text{H}}$ — эквивалент водорода, равный 1;

m_{Zn} — масса цинка, г ;

m_{H_2} — масса водорода, г .

Работу выполняют в такой последовательности:

1. Взвесить гранулу цинка, её масса должна быть 0,2-0,3 г (точность взвешивания на технических весах должна быть $\pm 0,01$ г).

2. Определить объём образующегося водорода прибором (см. рисунок):

Для этого заполнить водой до горла колбу 1. Плотнo вставить пробку 2 в горло колбы. Снять изогнутую пробирку 3. Открыть зажим 6, заполнить трубку 5 водой; закрыть зажим. Проверить герметичность прибора: плотно надеть пробирку 3, открыть зажим, и, если вода не вытекает из трубки 5, то прибор герметичен. Закрыть зажим, вылить воду из приёмной склянки 7. Воронкой залить до половины в пробирку 3 раствор соляной кислоты (концентрация соляной кислоты 1:1). Положить на согнутое колено пробирки взвешенную гранулу цинка. Плотнo присоединить пробирку, надев на пробку в трубке 4. Открыть зажим 6, и, наклонив прибор, столкнyть гранулу в раствор HCl . Выделяющийся водород будет вытеснять воду из колбы 1 в стакан 7.

После окончания реакции (температура раствора в пробирке должна быть равна комнатной) измерить объём воды в стакане 7 мерным цилиндром, записать температуру $t^\circ \text{C}$ и атмосферное давление P .

По формуле Менделеева-Клайперона определить массу полученного водорода:

$$pV = \frac{mRT}{M},$$

где R — 8,3144 Дж/моль•К.

Так как в колбе газ содержит водород и пары воды, то общее давление газа в колбе $P = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$, откуда $P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}}$. Давление паров воды зависит от температуры. Необходимые данные взять из таблицы.

$T, ^\circ\text{C}$	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26
$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{кПа}$	1,93	2,06	2,20	2,22	2,48	2,64	2,84	2,99	3,17	3,36

Условия и результаты опыта записать в лабораторном журнале в таблицу:

Масса металла, г	V, мл	T, °C	P, кПа	P _{H2O} , кПа	P _{H2} , кПа

После определения массы водорода по формуле (2) рассчитать эквивалент цинка по формуле (1).

Обязательно определить относительную ошибку опыта:

$$\text{Ошибка, \%} = \frac{32,68 - E_{\text{Zn(n)}}}{32,68} \cdot 100\%,$$

где 32,68 – теоретическое значение эквивалента цинка.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Относительная атомная масса
2. Относительная молекулярная масса
3. Моль. Молярная масса
4. Химические знаки, формулы и уравнения
5. Химические реакции. Классификация реакций.
6. Закон сохранения массы вещества
7. Закон постоянства состава
8. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа
9. Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона
10. Периодическая система Д.И. Менделеева

Список литературы:

1. Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>
4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 3

Тема: Определение молекулярной массы диоксида углерода

Цель работы: Определение молекулярной массы диоксида углерода по массе колбы заполненной газом (CO_2) пользуясь уравнением Менделеева – Клапейрона.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

Молекулярная масса, сумма масс атомов, входящих в состав данной молекулы; выражается в атомных единицах массы (а.е. м.). Поскольку 1 а.е.м. (иногда называемая дальтон, D) равна $1/12$ массы атома нуклида ^{12}C и в единицах массы СИ составляет $1,66057 \cdot 10^{-27}$ кг, то умножение молекулярной массы на $1,66057 \cdot 10^{-27}$ дает абсолютную массу молекулы в килограммах. Чаще пользуются безразмерной величиной $M_{\text{отн}}$ - относительной молекулярной массы: $M_{\text{отн}} = M_x/D$, где M_x -масса молекулы x , выраженная в тех же единицах массы (кг, г или др.), что и D. Молекулярная масса характеризует среднюю массу молекулы с учетом изотопного состава всех элементов, образующих данное химическое соединение. Иногда молекулярную массу определяют для смеси различных веществ известного состава, например для воздуха "эффективную" молекулярную массу можно принять равной 29. Абсолютными массами молекул удобно оперировать в области физики субатомных процессов и радиохимии, где путем измерения энергии частиц, согласно теории относительности, определяют их абсолютные массы. В химии и химической технологии необходимо применять макроскопические единицы измерения количества вещества. Число любых частиц (молекул, атомов, электронов или мысленно выделяемых в веществе групп частиц, например пар ионов Na^+ и Cl^- в кристаллич. решетке NaCl), равное Авогадро постоянной $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$, составляет макроскопическую единицу количества вещества - **моль**. Тогда можно записать: $M_{\text{отн}} = M_x \cdot N_A / (D \cdot N_A)$, то есть относительная молекулярная масса равна отношению массы моля вещества к $N_A D$. Если вещество состоит из молекул с ковалентными связями между составляющими их атомами, то величина $M_x \cdot N_A$ представляет собой молярную массу этого вещества, единицы измерения которой кг-моль (киломоль, кМ). Для веществ, не содержащих молекул, а состоящих из атомов, ионов или радикалов, определяется формульная молярная масса, то есть масса N_A частиц, соответствующих принятой формуле вещества. Ранее в химии использовали понятия грамм-молекула, грамм-атом, грамм-ион, теперь - моль молекул, моль атомов, моль ионов, подразумевая под этим N_A молекул, атомов, ионов и соответственно их молярные массы, выраженные в граммах или килограммах. Традиционно употребляют в качестве синонима термин "молекулярный (молярный) вес", так как определение массы производится с помощью весов. Но, в отличие от веса, зависящего от географических координат, масса является постоянным параметром количества вещества (при обычных скоростях движения частиц в условиях химических реакций), поэтому правильнее говорить "молекулярная масса".

Методы определения. Исторически первый метод (обоснованный исследованиями С. Канницаро и А. Авогадро) предложен Ж. Дюма в 1827 и заключался в измерении плотности газообразных веществ относительно водородного газа, молярная масса которого принималась первоначально равной 2, а после перехода к кислородной единице измерений молекулярных и атомных масс - 2,016 г. Следующий этап развития экспериментальных возможностей определения молекулярной массы заключался в исследовании жидкостей и растворов не летучих

и не диссоциирующих веществ путем измерения коллигативных свойств (то есть зависящих только от числа растворенных частиц) - осмотического давления, понижения давления пара, понижения точки замерзания (криоскопия) и повышения точки кипения (эбулиоскопия) растворов по сравнению с чистым растворителем. Основным методом определения атомных и молекулярных масс летучих веществ является *масс-спектрометрия*. Для исследования смеси соединений эффективно использование *хромато-масс-спектрометрии*. При малой интенсивности пика молекулярного иона применяют эффузиометрические приставки к масс-спектрометрам. Эффузиометрический способ основан на том, что скорость вытекания газа в вакуум из камеры через отверстие, диаметр которого значительно меньше среднего пути свободного пробега молекулы, обратно пропорциональна квадратному корню из молекулярной массы вещества; скорость вытекания контролируют по изменению давления в камере. Молекулярная масса летучих соединений определяют также методами газовой хроматографии с газовыми весами Мартина. Последние измеряют скорость перемещения газа в канале, соединяющем трубки, по которым текут газ-носитель и газ из хроматографической колонки, что позволяет определять разницу плотностей этих газов, зависящую от молекулярной массы исследуемого вещества. Молекулярную массу измеряют для идентификации хим. соединений, для установления содержания отдельных нуклидов в соединениях, например в воде, используемой в атомных энергетических установках, а также при исследовании и синтезе высокомолекулярных соединений, свойства которых существенно зависят от их молекулярной массы. Средние значения молекулярных масс полимеров устанавливают с помощью перечисленных выше методов, основанных на коллигативных свойствах разбавленных растворов, по числу двойных связей ("мягким" озонолизом) или функциональных групп (методами функционального анализа), а также по таким свойствам их растворов, как вязкость, светорассеяние. Средние значения молекулярных масс полимеров высокой степени полимеризации определяют по их реологическим характеристикам.

Оборудование и материалы:

Реактивы, необходимые для данной работы, выставляют на полки лабораторных столов. Редкие реактивы, концентрированные кислоты и щёлочи, пахучие вещества (например, сероводород, бромная вода и др.) хранят в вытяжном шкафу.

Основная химическая посуда: пробирки (в штативе), колбы, химические стаканы после работы тщательно вымыть; весы с разновесом, приборы, используемая для проведения отдельных лабораторных работ, выдается и сдается чистая лаборанту.

Техника безопасности при выполнении лабораторной работы:

-аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щётки;

- все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу;
- при определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25-30 см от лица, направляя к себе струю газа поступательными движениями ладони от отверстия к лицу;
- при наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. при разбавлении концентрированных кислот вливать кислоту в воду, но не наоборот;
- при нагревании пробирки не держать её отверстием к себе или в сторону соседа. не наклоняться над нагреваемой жидкостью во избежание попадания её на лицо, руки или одежду;
- горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон, асбестированную сетку или другую специальную подставку;
- нельзя пользоваться электроприборами без соответствующего инструктажа. при включении их в сеть нельзя держаться за металлические предметы (трубы, краны и т.п.). запрещается включать и выключать электроприборы мокрыми руками, а также пользоваться неисправными или имеющими оголённые провода приборами;
- запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды. -
- категорически запрещается пробовать реактивы на вкус;
- при попадании на лицо или руки брызг концентрированных кислот после смывания водой промыть слабым раствором соды. щёлочь следует смывать до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким; затем промыть слабым раствором уксусной кислоты и наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия (из аптечки в лаборантской кафедры);
- по окончании работы выключить из сети все электроприборы, перекрыть подачу газа и воды в лабораторию и убрать рабочее место;
- обо всех несчастных случаях немедленно сообщать преподавателю или лаборанту.

Практическая часть:

Молекулярную массу диоксида углерода можно определить тремя способами:

а) по относительной плотности газа $M_{CO_2} = D \cdot M_{ВOЗД}$ (1), где

M_{CO_2} — молекулярная масса диоксида углерода;

$M_{ВOЗД}$ — молекулярная масса воздуха, равная 29 а.е.м.;

D — плотность CO_2 по отношению к воздуху.

б) по молярному объёму CO_2
$$M_{CO_2} = \frac{22,4 \cdot m_{CO_2}}{V} \quad (2), \text{ где}$$

m_{CO_2} — масса диоксида углерода, г ;

V — объём CO_2 при нормальных условиях, см³ ;

22,4 — объём 1 г / моля любого газа при нормальных условиях (0°C, 101,325 кПа), л.

с) по уравнению Менделеева-Клайперона

$$pV = \frac{m_{\text{CO}_2} RT}{M}, \text{ где}$$

p — давление CO_2 в колбе, равное атмосферному, кПа;

V — объём CO_2 , равный объёму колбы, см³;

R — универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль • К;

T — температура, К.

Последовательность выполнения работы:

1. Закрыть пробкой сухую колбу, приготовленную лаборантом для опыта. Восковым карандашом отметить на колбе нижний край пробки. Взвесить на технических весах колбу с воздухом (m_1). Опустить в колбу на 1-2 минуты трубку, по которой идёт ток углекислого газа. Затем поднести к отверстию трубки горящую лучинку: если она гаснет, значит колба полностью заполнена углекислым газом. Закрыть колбу пробкой до метки и взвесить (m_2). Ещё раз заполнить колбу газом и взвесить (m_3). Результаты этих двух взвешиваний не должны отличаться более чем на 0,01г. Для расчётов использовать средние данные.
2. Вылить воду в колбу до метки, затем перелить её в мерный цилиндр и измерить объём воды (колбы) - V .
3. Записать температуру ($t^\circ\text{C}$) и давление P , при которых проводят опыт.
4. Произвести расчёты:
 - привести объём колбы - V к объёму при нормальных условиях V_0 ;
 - определить массу воздуха в колбе $m_{\text{возд}}$, считая массу 1л воздуха равной 1,293 г;
 - найти массу самой колбы с пробкой $m_{\text{колб}}$;
 - определить массу углекислого газа m_{CO_2} .

Условия и результаты опыта занести в таблицу.

Масса колбы с воздухом m_1 , г	Масса колбы с CO_2 $(m_2 + m_3)/2 = m_{\text{ср}}$, г	V , мл	$t^\circ\text{C}$	P , кПа	V_0 , мл	$m_{\text{возд}}$	$m_{\text{колб}}$	m_{CO_2}

5. Рассчитать молекулярную массу диоксида углерода по формулам (1), (2), (3). Найти среднее значение. Определить относительную ошибку по формуле

$$\text{Ошибка, \%} = \frac{44 - M_{\text{CO}_2}}{44} \cdot 100\%,$$

где 44 — действительное значение молекулярной массы CO_2 .

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1 Основные понятия: химический элемент, атом, молекула, относительная атомная и молекулярная масса.

2.Простое и сложное вещество.

3. Количество вещества, моль, молярная масса, эквивалент, молярная масса эквивалента.

4.Основные количественные законы химии: закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон кратных отношений.

5.Методы определения молекулярной и атомной массы.

Список литературы:

1. Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>

4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 4

Тема: Комплексные соединения

Цель работы: Получение аквакомплексов, реакции термоллиза. Получение аквакомплексов Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} , получение и свойства гидроксокомплексов олова и хрома, получение аминоккомплексов и ацидокомплексов, изучение двойных солей.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

Комплексные соединения это молекулярные или ионные соединения, образующиеся путем присоединения к атому или иону металла или неметалла, нейтральных молекул или других ионов. Они способны существовать как в кристалле, так и в растворе.

Основные положения и понятия координационной теории.

Для объяснения строения и свойств комплексных соединений в 1893 г. швейцарским химиком А. Вернером была предложена координационная теория в которую он ввел два понятия: о координации и о побочной валентности.

По Вернеру *главной валентностью* называется валентность посредством которой соединяются атомы с образованием простых соединений, подчиняющихся теории валентности. Но, исчерпав главную валентность, атом способен, как правило, к дальнейшему присоединению за счет *побочной валентности*, в результате проявления которой и образуется комплексное соединение.

Под действием сил главной и побочной валентности атомы стремятся равномерно окружить себя ионами или молекулами и являются таким образом центром притяжения. Такие атомы называются *центральными или комплексообразователями*. Ионы или молекулы, непосредственно связанные с комплексообразователем, называются *лигандами*.

Посредством главной валентности присоединяются лиганды ионы, а посредством побочной валентности – ионы и молекулы.

Притяжение лиганд к комплексообразователю называется координацией, а число лиганд – координационным числом комплексообразователя.

Можно сказать, что комплексные соединения это соединения, молекулы которых состоят из центрального атома (или иона) непосредственно связанного с определённым числом других молекул или ионов, называемых лигандами.

В роли комплексообразователей чаще всего выступают катионы металлов (Co^{+3} , Pt^{+4} , Cr^{+3} , Cu^{+2} , Au^{+3} и др.)

В качестве лигандов могут выступать ионы Cl^- , CN^- , NCS^- , NO_2^- , OH^- , SO_4^{2-} так и нейтральные молекулы NH_3 , H_2O , амины, аминокислоты, спирты, тиоспирты, PH_3 , эфиры.

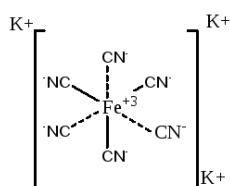
Число координационных мест, занимаемых лигандом около комплексообразователя, называется его *координационной ёмкостью или дентатностью*.

Лиганды, присоединенные к комплексообразователю одной связью, занимают одно координационное место и называются монодентатными (Cl^- , CN^- , NCS^-). Если же лиганд присоединён к комплексообразователю посредством нескольких связей, то он является полидентатным. Например: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} являются бидентатными.

Комплексообразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* соединения или комплекс (в формулах комплекс заключают в квадратные скобки). Ионы, не связанные непосредственно с комплексообразователем, составляют *внешнюю координационную сферу*.

Ионы внешней сферы связаны менее прочно по сравнению с лигандами и пространственно удалены от комплексообразователя. Они легко замещаются другими ионами в водных растворах. Например, в соединении $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ комплексообразователем является Fe^{+2} , лигандами - CN^- . Два лиганда присоединены за счет главной валентности, а 4 – за счет побочной валентности, следовательно координационное число равно 6.

Ион Fe^{+2} с лигандами CN^- составляют *внутреннюю сферу или комплекс*, а ионы K^+ внешнюю координационную сферу:



Как правило координационное число равно удвоенному заряду катиона металла, например: однозарядные катионы имеют координационное число равное 2, 2-х зарядные – 4, а 3-х зарядные – 6. если элемент проявляет переменную степень окисления, то с увеличением её координационное число растёт. Для некоторых комплексообразователей координационное число является постоянным, например: Co^{+3} , Pt^{+4} , Cr^{+3} имеют координационное число равное 6, у ионов V^{+3} , Fe^{+2} , Cu^{+2} , Au^{+3} координационное число равно 4. для большинства ионов координационное число является переменным и зависит от природы ионов внешней сферы и от условий образования комплексов.

Классификация комплексных соединений проводится по различным признакам.

1. По заряду комплексного иона различают:

-катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

-анионные $[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]^{3-}$

-нейтральные $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_2]^0$

2. По характеру лигандов различают:

-акво- $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$

-аммино- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

-ацидо- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{Cl})_4]$

-гидроксо- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$

По структуре внутренней сферы различают внутрикомплексные (циклические) соединения. Например, в живом организме встречаются клешневидные (хелатные) пятичленные циклы. Они образуются катионом металла и α -аминокислотами. К ним относятся гемоглобин, хлорофилл, витамин B_{12} .

При составлении названия комплексных соединений руководствуются следующими правилами:

- сначала называют внутреннюю сферу;

- составные части её называют в следующей последовательности: лиганды анионы, лиганды – молекулы, комплексообразователь. Записывают формулу в обратной последовательности.

- к названиям лигандов – ионов добавляют окончание «о» (Cl^- хлоро-, CN^- циано-). Нейтральные молекулы сохраняют свои названия, за исключением H_2O – акво, NH_3 – амин.

- число лигандов указывают греческими числительными: ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т.д.

- в последнюю очередь называют ионы внешней сферы.

Пример: катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – тетраамминокупрат (II) сульфат;

анионные $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – гексанитрокобальтат (III) натрия;

нейтральные $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – дихлородиамминоплатина.

Оборудование и материалы:

Реактивы, необходимые для данной работы, выставляют на полки лабораторных столов. Редкие реактивы, концентрированные кислоты и щёлочи, пахучие вещества (например, сероводород, бромная вода и др.) хранят в вытяжном шкафу.

Основная химическая посуда: пробирки (в штативе), колбы, химические стаканы после работы тщательно вымыть; весы с разновесом, приборы, используемая для проведения отдельных лабораторных работ, выдается и сдается чистая лаборанту.

Техника безопасности при выполнении лабораторной работы:

- аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щётки;
- все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу;
- при определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25-30 см от лица, направляя к себе струю газа поступательными движениями ладони от отверстия к лицу;
- при наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду. при разбавлении концентрированных кислот вливать кислоту в воду, но не наоборот;
- при нагревании пробирки не держать её отверстием к себе или в сторону соседа. не наклоняться над нагреваемой жидкостью во избежание попадания её на лицо, руки или одежду;
- горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон, асбестированную сетку или другую специальную подставку;
- нельзя пользоваться электроприборами без соответствующего инструктажа. при включении их в сеть нельзя держаться за металлические предметы (трубы, краны и т.п.). запрещается включать и выключать электроприборы мокрыми руками, а также пользоваться неисправными или имеющими оголённые провода приборами;
- запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды. - категорически запрещается пробовать реактивы на вкус;
- при попадании на лицо или руки брызг концентрированных кислот после смывания водой промыть слабым раствором соды. щёлочь следует смывать до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким; затем промыть слабым раствором уксусной кислоты и наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия (из аптечки в лаборантской кафедры);
- по окончании работы выключить из сети все электроприборы, перекрыть подачу газа и воды в лабораторию и убрать рабочее место;
- обо всех несчастных случаях немедленно сообщать преподавателю или лаборанту.

Практическая часть:

Опыт №1. Получение аквакомплексов.

Нагрейте в фарфоровой чашечке небольшое количество кристаллогидрата сульфата меди. Отметьте цвет безводной соли. После охлаждения соли (фарфоровую чашку можно брать руками) прибавьте воду. Изменение цвета связано с образованием аквакомплекса. Подобные операции проделайте с кристаллогидратами сульфата никеля, хлорида хрома. Напишите реакции термолитиза и формулы аквакомплексов Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} .

Опыт №2. В фарфоровой чашечке небольшое количество кристаллов хлорида кобальта растворите в нескольких каплях концентрированной соляной кислоты (осторожно с кислотой, опыт проводить под тягой). Отметьте окраску раствора, которая вызвана образованием тетрагидрохлоркобальтовой кислоты. При разбавлении полученного раствора водой окраска меняется на розовую, характерную для гидратированного иона кобальта. Напишите уравнения реакций.

Опыт №3. Получение гидросокомплексов.

К раствору соли цинка прибавьте раствор щёлочи. Образующийся осадок гидроксида в избытке щёлочи растворяется и превращается в растворимый гидросокомплекс. Аналогично получите гидросокомплексы алюминия, олова и хрома.

Опыт №4. Получение аминокомплексов.

А. К раствору сульфата меди постепенно при перемешивании или встряхивании добавьте раствор концентрированного аммиака. Обратите внимание на то, что образующийся синий осадок гидроксида меди в избытке аммиака растворяется вследствие образования растворимого аммиаката меди. Это сопровождается резким изменением цвета. Ион тетрадиамминмеди (II) можно разрушить добавлением раствора сульфата натрия. Объясните, почему? Эти же опыты проведите с раствором соли Ni^{2+} .

В. В растворе аммиака хорошо растворяется хлорид серебра. Получите немного осадка хлорида серебра из нитрата серебра и растворите его в нескольких каплях крепкого аммиака. Из полученного раствора хлорида диамминсеребра можно вновь выделить хлорид серебра добавлением азотной кислоты. Почему это происходит? Соли серебра дефицитны, поэтому выливайте их растворы после проведенных опытов в специальные банки с этикеткой "Для слива серебра".

Опыт №5. Получение ацидокомплексов.

А. Получите немного осадка хлорида серебра, слейте раствор, а к осадку добавьте по каплям концентрированной соляной кислоты. Осадок растворится в избытке кислоты с образованием дихлорсеребряной кислоты.

Б. К раствору соли Hg^{2+} добавьте понемногу раствора йодида калия. Выпадает осадок йодида ртути, который в избытке KI растворяется с образованием бесцветного тетрайодогидраргират (II)- иона.

В. К 1-2 мл раствора соли Co^{2+} добавьте щепотку кристаллического роданида аммония. Образуется комплексный ион кобальта синего цвета. Если раствор разбавить водой, то окраска изменится на розовую, характерную для аквакомплексов кобальта (II).

Г. На раствор соли железа (III) действуйте в одной пробирке раствором щёлочи, а в другой - раствором роданида аммония. Объясните происходящие явления. Эти реакции позволяют обнаруживать в растворах ионы Fe^{3+} . На раствор гексацианоферрата (III) калия также действуйте раствором щёлочи и роданида аммония. Почему во втором случае мы не наблюдаем реакций, характерных для иона Fe^{3+} ?

Опыт №6. Двойные соли.

Двойную соль - алюмокалиевые квасцы $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ можно рассматривать как комплексное соединение - дисульфатоалюминат калия. В три пробирки налейте раствор этой соли, в качественной реакции определите, какие ионы есть в этом растворе.

Наличие в растворе иона калия можно установить добавлением гидротартрата натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. При замещении натрия калием образуется нерастворимое соединение (осадок образуется быстрее, если стеклянной палочкой потереть стенки пробирки). Ион K^+ проще открыть раствором $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Для этого к 1-2 мл испытуемого раствора добавить несколько капель кобальтинитрита натрия. Выпадает желтый осадок кобальтинитрита калия. Ион Al^{3+} обнаруживают добавлением щёлочи, ион SO_4^{2-} осаждают в виде сульфата бария.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;

- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

- 1 Какой вывод можно сделать о прочности данного комплекса?
2. Как протекает диссоциация такого типа комплексных соединений?
 3. Устойчивость комплексных соединений в растворах
 4. Комплексообразующая способность s-, p- и d- элементов
 5. Характер химической связи в комплексных соединениях
 6. Строение электронных оболочек атомов
 7. Электронные формулы

Список литературы:

- 1.Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
- 2.Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
- 3.Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>
- 4.Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 5

Тема: Скорость химических реакций и химическое равновесие. Катализ

Цель работы: Изучение зависимости скорости реакции от концентрации реагентов, температуры, степени измельчения вещества, влияния катализаторов на скорость реакции, влияния реагентов и температуры на химическое равновесие.

Формируемые компетенции: УК-1,ОПК-2.

Теоретическая часть:

Скоростью реакции называется число актов химического взаимодействия, происходящих в единицу времени в единице объёма при гомогенных процессах или на единице поверхности при гетерогенных процессах.

$$\bar{v} = \frac{\Delta N}{V \Delta \tau}; \bar{v} = \frac{\Delta N}{S \Delta \tau}$$

О средней скорости химической реакции судят по изменению молярной концентрации реагирующих веществ за определённый интервал времени:

$$\bar{v} = \pm \frac{(c_2 - c_1)}{(\tau_2 - \tau_1)},$$

где $\bar{v}$ - средняя скорость химической реакции; c_1 – молярная концентрация вещества в момент τ_1 , c_2 – молярная концентрация вещества в момент τ_2 . Истинной скоростью химической реакции в данный момент называется первая производная концентрации по времени:

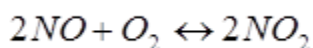
$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}; v = - \frac{dc_{\text{исх}}}{d\tau} = + \frac{dc_{\text{прод}}}{d\tau}.$$

В гомогенной системе скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, наличия катализатора, присутствия примесей и природы растворителя. В гетерогенной системе взаимодействие осуществляется на поверхности раздела реагирующих веществ, поэтому зависит от диффузии вещества к поверхности (диффузионный режим), а если диффузия не влияет на скорость реакции (кинетический режим), то при прочих равных условиях увеличение поверхности раздела повышает скорость гетерогенной химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации определяется законом действующих масс (закон Гульдберга-Вааге): если химическая реакция идёт в соответствии со стехиометрическим уравнением, то скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции записанной в общем виде, т.е.: $nA + mB \rightarrow qR + pD$, скорость реакции в соответствии с законом действующих масс выразится следующим образом:

$$v = \frac{dc}{d\tau} = k_{\text{np}} [A]^n [B]^m.$$

Здесь [A] и [B] – молярные концентрации реагирующих веществ в данный момент времени;
n и m – стехиометрические коэффициенты при реагирующих веществах. Например, для реакции:



прямая и обратная скорости:

$$v_{np} = k_{np} c_{NO}^2 c_{O_2}; v_{обр} = k_{обр} c_{NO_2}^2.$$

На практике приходится иметь дело со сложными процессами, состоящими не из одной, а из множества простых стадий, называемых элементарными актами, для каждой из которых можно записать своё выражение для скорости на основании закона действующих масс. В таком случае число молекул, участвующих в элементарном акте, определяет молекулярность взаимодействия. Для приведённого выше примера прямая реакция тримолекулярна, а обратная бимолекулярна.

В большинстве случаев показатели степени при концентрациях в уравнении закона действующих масс отличаются от числа молекул в уравнении реакции. Это происходит оттого, что уравнение реакции отражает лишь общий итог процесса. Показатели m и n в математическом уравнении (1) называют в таком случае порядком реакции по каждому из реагирующих веществ А или В, а их сумму (m+n) – общим порядком реакции. В каждом конкретном процессе в зависимости от условий может быть различный порядок реакции.

Коэффициент k называется константой скорости реакции и зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора. Численно константа скорости химической реакции равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л. Однако реакции идут, как правило, по отдельным стадиям и общую скорость процесса определяет наиболее медленно развивающаяся стадия. Поэтому показатели степеней при концентрациях реагирующих веществ не совпадают с их стехиометрическими коэффициентами, а концентрации некоторых из реагирующих веществ вообще могут не входить в выражение скорости химических реакций.

Зависимость константы скорости реакции от температуры может быть выражена уравнением Аррениуса:

$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}},$$

где $E_{акт}$ – энергия активации; k – константа скорости; T – температура, К; k_0 – константа; R – газовая постоянная.

Энергией активации называется то количество энергии, которое надо сообщить молю реагирующих веществ для приведения его в реакционноспособное состояние. Энергия активации в реакции не исчезает и увеличивает тепловой эффект реакции.

При низких температурах можно считать, что скорость реакции возрастает при нагревании на 10°C в 2...4 раза (правило Вант-Гоффа):

$$v_T = v_0 \cdot \gamma'^{\frac{T-T_0}{10}}, \gamma' = \frac{v_{T+10}}{v_T},$$

здесь γ' - температурный коэффициент Вант-Гоффа.

Катализатором называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но в результате её само остающееся химически неизменным. Каталитические процессы сводятся к двум типам: гомогенному и гетерогенному. При гомогенном катализе реагирующие вещества и катализатор составляют однофазную систему. При гетерогенном катализе реагирующие вещества и катализатор составляют систему из двух фаз, и каталитический процесс протекает на границах раздела. Скорость взаимодействия в этом случае пропорциональна поверхности раздела фаз.

Все химические реакции можно разделить на необратимые, направление которых не зависит от внешних условий, и обратимые, направление которых может изменяться в зависимости от температуры, концентрации и давления. Большинство реакций обратимо. Они протекают одновременно в двух направлениях, так как во всякой реакции по мере образования продуктов реакции возникает возможность взаимодействия между ними с образованием исходных веществ.

Рассмотрим обратимую реакцию в общем виде: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$.

Применив закон действующих масс к прямой и обратной реакциям, получим:

$$\begin{aligned} v_1 &= k_1[A]^a[B]^b, \\ v_2 &= k_2[C]^c[D]^d, \end{aligned} \quad (2)$$

где v_1 и v_2 – скорости прямой и обратной реакций.

По мере протекания реакции концентрация исходных веществ уменьшается, и скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной увеличивается вследствие увеличения концентрации полученных веществ.

Через некоторое время наступает состояние, когда скорость обратного процесса становится равной скорости прямого: $v_1 = v_2$.

Состояние, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной, называется химическим равновесием, а концентрации всех четырёх веществ – равновесными концентрациями. Тогда из соотношений (2) имеем:

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d.$$

Отсюда следует

$$\frac{k_1}{k_2} = K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = f(T); \quad (3)$$

k_1 и k_2 для данной реакции при одной и той же температуре являются величинами постоянными, а значит, их отношение постоянно: K_c – величина постоянная и называется константой

равновесия. Для реакций между газообразными веществами вместо концентраций можно использовать парциальные давления газов в смеси. При этом константу равновесия обозначают через K_p . Если концентрации выражены в мольных долях, то константа равновесия обозначается через K_N . Между K_c , K_p и K_N существуют следующие зависимости:

$$K_p = K_c (RT)^{\sum n},$$

$$K_p = K_N P_{\text{общ}}^{\sum n},$$

где $\sum n$ – алгебраическая сумма стехиометрических коэффициентов. Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от катализатора, так как последний ускоряет и прямую, и обратную реакции.

Уравнение (3) вытекает из закона действующих масс для обратимых реакций. Его можно сформулировать так: Отношение произведения равновесных концентраций в степени их стехиометрических коэффициентов есть величина, постоянная при данной температуре.

Смещение равновесия в зависимости от изменения концентраций реагирующих веществ, температуры, давления (в случае газовых реакций) в общем случае определяется правилом Ле-Шателье: *если в системе, находившейся в равновесии, изменить одно из условий (t , p , c), то происходит смещение равновесия в направлении той реакции, которая препятствует произведённому изменению.*

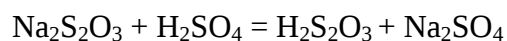
Применяя принцип Ле-Шателье к разным случаям, можно сделать следующие выводы:

- 1) при увеличении равновесной концентрации одного из веществ система химического равновесия смещается в сторону той реакции, которая понижает концентрацию этого вещества;
- 2) при увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молекул газа;
- 3) нагревание смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, охлаждение – в сторону экзотермической реакции.

Практическая часть:

Опыт №1. Зависимость скорости реакции от концентрации.

При реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой



нерастворимая сера выделяется в виде мути. Время от начала реакции до появления первых следов мути зависит от концентрации реагирующих веществ.

Три бюретки порознь заполнить водой, раствором тиосульфата натрия и серной кислотой.

В три тщательно вымытые пробирки из бюреток налить указанные в таблице количества раствора тиосульфата и воды. В три другие - по 2 мл серной кислоты. Влить в первую пробирку с раствором тиосульфата отмеренное количество серной кислоты из второй пробирки и, быстро

взболтав, отметить по секундомеру время от сливания растворов до момента появления мути.

Аналогичные опыты проделать с растворами в других пробирках.

Номер пробирки	Объём, мл		Относительная концентрация, $a/(a + b)$	Время t , с	Относительная скорость, $v = 1/t$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(a)$	$\text{H}_2\text{O}(b)$			
1	6	0	1		
2	4	2	2/3		
3	2	4	1/3		

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации и изобразить эту зависимость графически, откладывая по оси абсцисс относительную концентрацию, а по оси ординат - относительную скорость реакции.

Опыт №2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Влияние температуры на скорость реакции можно также проследить по времени помутнения подкисленного раствора тиосульфата натрия. Налить в одну пробирку 4 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую - 4 мл раствора H_2SO_4 . Обе пробирки поставить в стакан с водой комнатной температуры. Через 5 минут измерить температуру воды и вылить содержимое одной пробирки в другую. Отметить, через какое время появилась муть.

В две другие пробирки налить по 4 мл этих же растворов. Поставить в стакан с водой, нагретой на 10°C выше комнатной. Слить содержимое пробирок и произвести те же измерения. Повторить опыт, повысив температуру ещё на 10°C .

Результаты опытов представить в виде таблицы.

Номер опыта	Температура опыта, $^\circ\text{C}$	Время реакции t , с	Относительная скорость, $v = 1/t$
1			
2			
3			

Результаты опыта выразить графически, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат - относительную скорость. Для температуры и скорости масштабы удобнее брать разные. Во сколько раз увеличилась скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10°C ?

Опыт №3. Влияние степени измельчения вещества на скорость реакции.

В сухой фарфоровой ступке стеклянной палочкой осторожно смешать несколько кристалликов нитрата свинца и иодида калия. Затем смесь растереть пестиком. Что наблюдаете? Объяснить причину изменения интенсивности окраски.

Опыт №4. Влияние катализаторов на скорость химической реакции.

В две пробирки налить 1-2 мл пероксида водорода и прибавлять одновременно в одну - щепотку диоксида марганца, в другую - такое же количество оксида железа.

Наблюдать разложение пероксида водорода с выделением кислорода (проба тлеющей лучинкой). Одинаково ли протекает процесс в пробирках? В какой из пробирок процесс протекает быстрее? Какое из добавленных твёрдых веществ является катализатором? Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода.

Опыт №5. Химическое равновесие.

В пробирку налить 10 мл воды и прибавить по 1-2 капли насыщенных растворов FeCl_3 и NH_4SCN . Окрашенный в красный цвет раствор разлить поровну в 4 пробирки.

Написать уравнение обратимой реакции и выражение константы равновесия.

Затем в первую пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 . Что наблюдаете? Объяснить. Во вторую пробирку налить 2-3 капли насыщенного раствора NH_4SCN . Объяснить наблюдаемое изменение. Почему изменение концентрации NH_4SCN вызывает более эффективное смещение равновесия, чем изменение концентрации FeCl_3 ?

В третью пробирку добавить немного твёрдого NH_4Cl , сильно взболтать. Сравнить цвет растворов в пробирках 3 и 4. Дать объяснение.

Как надо изменить концентрацию вещества, чтобы сместить равновесие реакции вправо или влево?

Опыт №6. Влияние температуры на химическое равновесие.

Налить в две пробирки по 2-3 мл раствора крахмала и добавить в каждую из них по 2 капли йодной воды. Наблюдать появление синей окраски. Нагреть одну из пробирок. Что наблюдаете? Определить на основании наблюдений, является ли эта реакция эндо- или экзотермической. Объяснить изменение окраски при нагревании смещением химического равновесия.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;

- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Скорость химической реакции. Понятие энергии активации.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля.
4. Влияние температуры, давления и объема, природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.
5. Зависимость скорости химической реакции от концентрации веществ и температуры.
6. Энергия активации, теория активных (эффективных) столкновений.
7. Приближенное правило Вант-Гоффа.

Список литературы:

- 1.Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
- 2.Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
- 3.Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа:

<http://www.iprbookshop.ru/72709.html>

4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 6

Тема: Растворы. Приготовление раствора заданной концентрации

Цель работы: Приготовление раствора соляной кислоты заданной концентрации и проверка нормальности приготовленного раствора титрованием.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

Раствор - это гомогенная многокомпонентная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ.

Растворы могут быть в газообразном (воздух), жидком и твердом (сплавы, цветные стекла) агрегатных состояниях. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами.

Содержание данного вещества в единице массы или объема раствора называется концентрацией раствора. На практике наиболее часто пользуются следующими способами выражения концентрации:

1. **Массовая доля** - отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн⁻¹). Массовая доля данного компонента, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов данного компонента содержится в 100 г раствора.

2. **Массовая концентрация** - отношение массы компонента, содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единицы измерения массовой концентрации - кг/м³, г/л.

3. **Титр T** - число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра - г/мл, кг/см³.

4. **Молярная концентрация c** - отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м³, (моль /л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

5. **Молярная концентрация эквивалентов $c_{\text{эк}}$ (нормальная концентрация)** - это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например, $c_{\text{эк}}(\text{KOH}) = 1$ моль/л, $c_{\text{эк}}(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л,

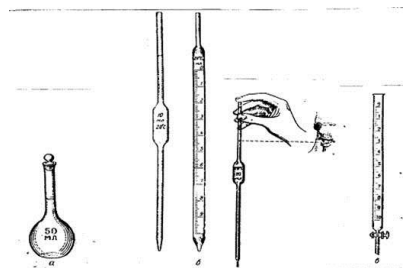
$c_{\text{эк}}(1/3 \text{ AlCl}_3) = 1$ моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1 н.

6. **Моляльность b** - это отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе m растворителя. Единица измерения моляльности - моль/кг. Например, $b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/кг.

7. **Молярная доля** - отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей вещества и растворителя. Молярная доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн^{-1}).

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: мерные колбы, пипетки и бюретки.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты. На каждой колбе обозначены ее емкость и температура, при которой эта емкость измерена. Колба должна плотно закрываться пробкой.



а - мерная колба; б – пипетки; в – бюретка.

Пипетки используют для отбора определенного объема пробы жидкости.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, на верхнем конце нанесена метка, до которой следует набирать измеряемую жидкость. На пипетке указана объемность.

Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления. Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают 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. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний мениск (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет, пипетку держат еще 5 секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и т.д.

Практическая часть:

Приготовить в мерной колбе 100 мл раствора хлороводородной кислоты заданной концентрации (0,10 - 0,20 н).

Порядок работы.

а) Концентрированную хлороводородную кислоту налить в цилиндр и ареометром измерить её плотность. Эту операцию проводить в вытяжном шкафу. По таблице в справочнике определить процентную концентрацию кислоты и вычислить объём концентрированной HCl, необходимый для приготовления 100 мл раствора заданной концентрации. Для расчётов можно использовать следующие формулы:

$$C_{\%} = \frac{m}{\rho \cdot v} \cdot 100\% \quad C_n = \frac{m \cdot 1000}{\Xi}$$

где $C_{\%}$ — процентная концентрация;

C_n — нормальная концентрация;

m — масса растворённого вещества;

ρ — плотность раствора, г/см³;

v — объём раствора, см³;

Ξ — эквивалентная масса растворённого вещества.

Вычисленный объём раствора из бюретки перелить в мерную колбу на 100 мл, затем в колбу налить до половины дистиллированной воды. Тщательно взболтать, довести объём раствора дистиллированной водой до метки, закрыть колбу пробкой и вновь тщательно перемешать раствор, переворачивая колбу.

б) Проверить нормальность приготовленного раствора.

Для этого всполоснуть приготовленным раствором кислоты пипетку и отобрать пипеткой 10 мл этой кислоты. Содержимое пипетки перенести в коническую колбу, туда же добавить 20-40 мл дистиллированной воды и 2-3 капли фенолфталеина. Затем в этот раствор из бюретки постепенно добавлять раствор щёлочи известной концентрации, непрерывно взбалтывая колбу до тех пор, пока раствор не окрасится в розовый цвет. Если окраска неустойчива (исчезает), прибавить ещё 2-3 капли щёлочи. Этот момент соответствует полной нейтрализации кислоты щёлочью. Описанный приём в аналитической химии называется титрованием. Титрование повторить 2-3 раза, пока объёмы израсходованной щёлочи не будут отличаться более чем на 0,1 мл.

Расчёт концентрации кислоты производится по среднему значению израсходованного объёма щёлочи. Для этого использовать следующую формулу:

$$C_{n \text{ к-ты}} \cdot V_{\text{к-ты}} = C_{n \text{ щёл}} \cdot V_{\text{щёл}}$$

где $C_{n \text{ к-ты}}$ — определяемая нормальная концентрация кислоты, г-экв/л;

$V_{\text{к-ты}}$ — объём кислоты, мл (в данном случае 10 мл);

$C_{\text{н щёл}}$ — известная нормальная концентрация щёлочи, г-экв/л;

$V_{\text{щёл}}$ — среднее значение объёма щёлочи, израсходованного на титрование, мл.

Вычислить значение ошибки, допущенной при приготовлении раствора заданной концентрации:

$$\text{Ошибка, \%} = \frac{C_{\text{н теор}} - C_{\text{н практ}}}{C_{\text{н теор}}} \cdot 100 \%$$

где $C_{\text{н теор}}$ — концентрация, заданная преподавателем, г-экв/л;

$C_{\text{н практ}}$ — концентрация приготовленного раствора, определённая титрованием, г-экв/л.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1. Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2. Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3. Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4. Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5. К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6. Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Что называется суспензией, эмульсией, коллоидным раствором и истинным раствором
2. Что называется концентрацией раствора? Каковы наиболее распространенные способы ее выражения?

3. Какие концентрации называются процентными, моляльными, молярными, нормальными?

Что такое титр раствора?

4. Ареометр показал плотность серной кислоты 1105 кг/м³. Каковы ее процентная концентрация, молярность, моляльность, нормальность и титр?

5. Какой объем 20% соляной кислоты потребуется для приготовления 1 л 3 н. раствора?

6. Для протравливания семян сулемой применяют ее растворы 0,1 % концентрации. Сколько сулемы надо взять на 20 ведер раствора (емкость ведра 20 литров)? Можно ли готовить раствор сулемы в цинковом и железном ведре?

7. Сколько продажного формалина (40% раствор) и воды необходимо взять для приготовления 5% раствора?

8. Определите нормальность щелочи, содержащую 2 г NaOH в 1 литре раствора.

Список литературы:

1. Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>

4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 7

Тема: Реакции обмена в растворах электролитов

Цель работы: Изучить реакции обмена в растворах электролитов на примере образования труднорастворимых веществ, газов, малодиссоциирующего электролита, реакции превращения одного малорастворимого вещества в менее растворимое вещество.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

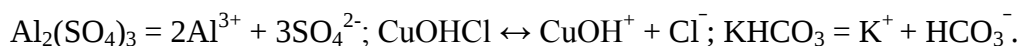
Электролиты – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. Распад молекул вещества на ионы называется *электролитической диссоциацией*. К электролитам относятся кислоты, основания, соли. Кислоты – это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием катионов водорода: $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Основания – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов:

$\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$. Существуют электролиты, которые могут диссоциировать по типу кислоты и по типу основания, такие электролиты называются амфотерными. К ним относятся гидроксиды амфотерных элементов, а также гидроксиды металлов, находящихся в промежуточной степени окисления, например: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и многие другие. Диссоциацию растворенной части амфотерного гидроксид по обоим типам можно представить следующей схемой:



В насыщенном водном растворе амфотерного гидроксид ионы H^+ , RO^- и R^+ , OH^- находятся в состоянии равновесия, поэтому амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами и с основаниями. При добавлении кислоты равновесие смещается в сторону диссоциации по типу основания, при добавлении основания – в сторону диссоциации по типу кислоты.

Соли – электролиты, которые при растворении в воде диссоциируют, отщепляя положительные ионы, отличные от ионов водорода и отрицательные, отличные от гидроксид-ионов. Соли средние, кислые и основные диссоциируют:

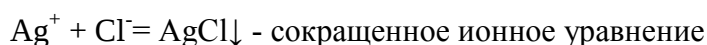
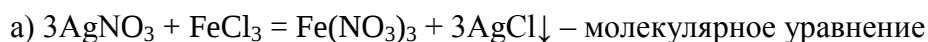


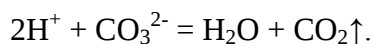
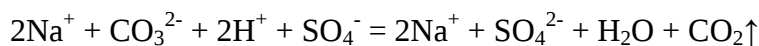
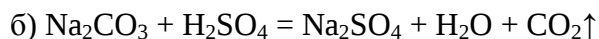
По способности к диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые. У сильных электролитов в растворе диссоциируют на ионы практически все молекулы, у слабых – лишь часть молекул. К сильным электролитам относятся почти все соли, основания щелочных и щелочноземельных металлов, а из важнейших кислот: HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HMnO_4 .

К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, например, CH_3COOH , неорганические соединения: H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , HCN , HNO_2 , H_3PO_4 , HF , NH_4OH , H_2O и т. д.

Реакции в растворах электролитов протекают между ионами и идут необратимо, если в результате реакции образуются осадки, газы и слабые электролиты. Обычно такие реакции изображаются при помощи ионно-молекулярных уравнений. Осадки, газы и слабые электролиты пишутся в виде молекул, хорошо растворимые сильные электролиты – в виде ионов.

Рассмотрим типичные варианты реакций в растворах электролитов:





При составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить, что сумма электрических зарядов в левой части должна быть равна сумме электрических зарядов в правой части уравнения. Одинаковые ионы из обеих частей уравнения исключаются.

Практическая часть:

Взаимодействие электролитов следует рассматривать как реакции между ионами. Эти реакции идут в сторону наиболее полного связывания ионов в труднорастворимые, газообразные и малодиссоциирующие вещества.

При выполнении работы уравнения всех реакций писать в молекулярном и ионном виде.

Опыт №1. Образование труднорастворимых веществ.

Подберите такие реактивы из находящихся на полке, взаимодействием которых можно получить осадки сульфида цинка, гидроксида никеля и карбоната кальция. Осадки должны отстояться. После отстаивания растворы слить, а осадки сохранить для следующих опытов.

Опыт №2. Образование газов.

К сульфиду цинка, а затем к осадку карбоната кальция, прибавить 2-3 мл раствора хлороводородной кислоты. Какие газы выделяются? Обратите внимание, что во втором случае помимо газа образуется малодиссоциирующее вещество.

Опыт проводить в вытяжном шкафу.

Опыт №3. Образование малодиссоциирующего электролита.

А. К осадку гидроксида никеля (опыт №1) прибавить раствор аммиака. Образуется растворимый малодиссоциирующий ион тетраамминникеля(II).

В. В пробирку налить 2-3 мл раствора хлороводородной кислоты и поместить в него гранулу металлического цинка. Наблюдать интенсивное выделение водорода. Добавить в пробирку щепотку кристаллического ацетата натрия. Отметить изменение в интенсивности выделения водорода. Написать уравнение реакции, которая произошла после прибавления ацетата натрия, указать причину замедления процесса выделения водорода.

Опыт №4. Смещение ионного равновесия.

А. Налить в пробирку 3-4 мл дистиллированной воды, прибавить каплю концентрированной уксусной кислоты и 1-2 капли индикатора метилового оранжевого. Какую окраску принимает

раствор и почему? Составьте уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение для константы ионизации.

Разделить раствор поровну на две пробирки и к одной части прибавить щепотку ацетата натрия, взболтать и сравнить окраску растворов в обеих пробирках. Дать объяснение опыту.

В. Провести опыт аналогично предыдущему, взяв вместо кислоты раствор аммиака, вместо метилового оранжевого - фенолфталеин и вместо ацетата натрия - хлорид аммония. Дать объяснение, исходя из константы равновесия.

Опыт №5. Произведение растворимости малорастворимых веществ.

Внести в пробирку из бюретки 1 мл 0,1 н раствора нитрата свинца и добавить к нему немного больше по объёму 0,1 н раствора сульфата натрия. Полученный осадок должен отстояться. Слить надосадочную жидкость (или отобрать пипеткой). К осадку прибавить 1 мл раствора хромата калия и перемешать. Наблюдать постепенное изменение цвета осадка. Какое вещество образовалось? На основании опыта сделать вывод о величине произведения растворимости (ПР) малорастворимых солей. Сравнить свой вывод с данными таблицы. Написать уравнения произведения растворимости этих солей, подставив значения ПР.

Опыт №6. Контрольное задание.

Экспериментально осуществить следующие превращения:



Составить уравнения реакций.

Из этого опыта следует, что иногда в левой и правой частях уравнения могут одновременно находиться малодиссоциирующие и труднорастворимые вещества. Чтобы правильно решить вопрос, в какую сторону сместиться равновесие, нужно произвести учёт таких количественных характеристик, как константа диссоциации, произведение растворимости, концентрация ионов.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;

- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и $CuSO_4$; б) $AgNO_3$ и NH_4Cl ;
в) Na_2SiO_3 и H_2SO_4 ; г) $CaCO_3$ и HNO_3 .

2. Составьте по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$; б) $H^+ + OH^- = H_2O$; в) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$.

3. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие пары веществ: а) KOH и $Ba(NO_3)_2$; б) $Cr(OH)_3$ и $NaOH$; в) $Pb(NO_3)_2$ и KCl ; г) $CuCl_2$ и Na_2S ? Представьте возможные реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Смешивают попарно растворы: а) KOH и $Mg(NO_3)_2$; б) Li_2CO_3 и HCl ; в) $Fe(NO_3)_3$ и KOH ; г) NH_4Cl и $NaOH$. В каких случаях реакции практически пойдут до конца? Представьте их в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $BaCO_3$ и HNO_3 ; б) $Fe_2(SO_4)_3$ и KOH ; в) HCl и K_2S ; г) CH_3COOK и HCl .

6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $Mg(OH)_2$ и CH_3COOH ; б) NH_4Cl и $NaOH$; в) $Ca(OH)_2$ и K_2CrO_4 ; г) $AlCl_3$ и $Ba(OH)_2$.

Список литературы:

1.Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>

4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 8

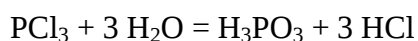
Тема: Гидролиз

Цель работы: Изучение работы рН-метра и определение рН нейтрального, кислого и щелочного растворов с помощью рН-метра, визуальное определение цветов индикаторов лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина в нейтральной, кислой и щелочной среде, определение рН среды гидролизующихся солей с помощью индикаторов, влияние температуры на гидролиз, необратимый полный гидролиз.

Формируемые компетенции: УК-1, ОПК-2.

Теоретическая часть:

Гидролиз – это разложение веществ водой. Вода – одно из самых активных веществ. Она действует на самые различные классы соединений: соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и т. д. При гидролизе соединений неметаллов обычно образуются две кислоты, например:



При этом изменяется кислотность растворов по сравнению с кислотностью растворителя.

В неорганической химии чаще всего приходится иметь дело с гидролизом солей, т.е. с обменным взаимодействием ионов соли с молекулами воды, в результате которого смещается равновесие электролитической диссоциации воды.

Гидролизом соли называется обратимое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к изменению равновесия между ионами водорода и гидроксида в растворе.

Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой в водном растворе. Чем значительнее это взаимодействие, тем интенсивнее протекает гидролиз. Упрощенно сущность процесса гидролиза можно представить следующим образом.

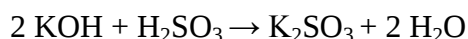
Катионы K^{n+} связываются в растворе с гидратирующими их молекулами воды донорно-акцепторной связью; донором являются атомы кислорода молекулы воды, имеющие две неподеленные электронные пары, акцептором - катионы, имеющие свободные атомные орбитали. Чем больше заряд катиона и чем меньше его размер, тем значительнее поляризующее действие K^{n+} на H_2O .

Анионы An^- связываются с молекулами воды водородной связью. Сильное воздействие анионов может привести к полному отрыву протона от молекулы H_2O – водородная связь становится ковалентной. В результате образуется кислота или анион типа HS^- , HCO_3^- и т. п.

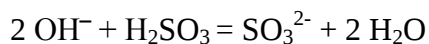
Взаимодействие анионов An^- с протонами тем значительнее, чем больше заряд аниона и меньше его радиус. Таким образом, интенсивность взаимодействия вещества с водой определяется силой поляризующего влияния K^{n+} и An^- на молекулы H_2O . Так, катионы элементов побочных подгрупп и непосредственно следующих за ними элементов подвергаются более интенсивному гидролизу, чем другие ионы одинаковых с ними заряда и радиуса, так как ядра первых менее эффективно экранируются d-электронами.

Гидролиз – процесс обратный реакции нейтрализации. Если реакция нейтрализации процесс экзотермический и необратимый, то гидролиз – процесс эндотермический и обратимый.

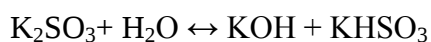
Реакция нейтрализации:



сильный слабый сильный слабый



Реакция гидролиза:



При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов (H^+ или OH^-) в слабый электролит соли. При связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ - среда будет кислая.

Различают четыре варианта действия воды на соли.

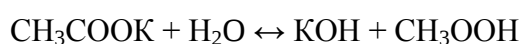
1. Если катионы и анионы имеют небольшие заряды и большие размеры, то их поляризующее влияние на молекулы воды невелико, т. е. взаимодействие соли с H_2O практически не происходит. Это относится к катионам, гидроксиды которых являются щелочами (например, K^+ и Ca^{2+}) и к анионам сильных кислот (например, Cl^- и NO_3^-). Следовательно, соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. В этом случае равновесие диссоциации воды



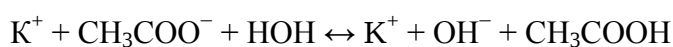
в присутствии ионов соли практически не нарушается. Поэтому растворы таких солей нейтральны ($\text{pH} \approx 7$).

2. Если соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (S^{2-} , CO_3^{2-} , CN^- и др.), то происходит гидролиз по аниону. Пример – гидролиз соли CH_3COOK . Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита - уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом), $\text{pH} > 7$.

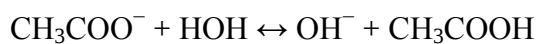
Молекулярное уравнение гидролиза:



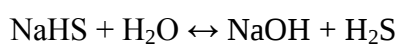
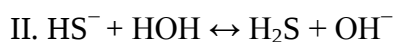
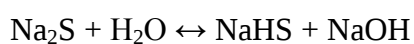
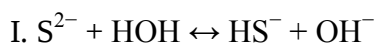
Полное ионное уравнение гидролиза:



сокращенное ионное уравнение гидролиза:



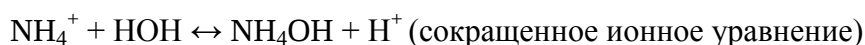
Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образована сильным основанием (NaOH) и слабой двухосновной кислотой (H_2S). В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды, в растворе накапливаются ионы OH^- . Уравнение в сокращенной ионной и молекулярной форме имеет вид:



Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнощелочную реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево в соответствии с принципом Ле Шателье. Поэтому гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, подавляется прибавлением щелочи.

Чем больше поляризующее влияние анионов, тем интенсивнее гидролиз. В соответствии с законом действия масс это означает, что гидролиз протекает тем интенсивнее, чем слабее кислота.

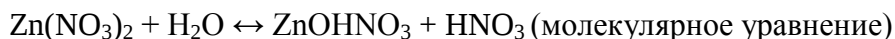
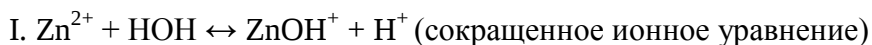
3. Если соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, то происходит гидролиз по катиону. Например, это имеет место при гидролизе соли NH_4Cl (NH_4OH - слабое основание, HCl - сильная кислота). Отбросим ион Cl^- , так как он с катионом воды дает сильный электролит, тогда уравнение гидролиза примет следующий вид:





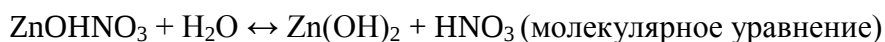
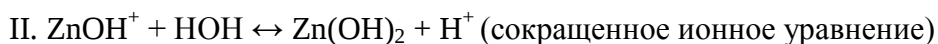
Из сокращенного уравнения видно, что ионы OH^- воды связываются в слабый электролит, ионы H^+ накапливаются в растворе и среда становится кислой ($\text{pH} < 7$). Добавление кислоты к раствору (введение продукта реакции катионов H^+) сдвигает равновесие влево.

Гидролиз соли, образованной многокислотным основанием (например, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$) протекает ступенчато по катиону слабого основания.



Ионы OH^- связываются в слабое основание ZnOH^+ , ионы H^+ накапливаются.

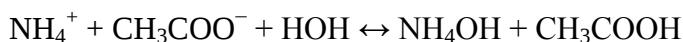
Вторая ступень гидролиза практически не происходит при обычных условиях, так как в результате накопления ионов H^+ в растворе создается сильноокислая среда и равновесие реакции гидролиза по 2-ой ступени смещено влево:



Очевидно, чем слабее основание, тем полнее идет гидролиз.

4. *Соль, образованная катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, подвергается гидролизу по катиону и по аниону.* Примером служит процесс гидролиза соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Запишем уравнение в ионной форме:

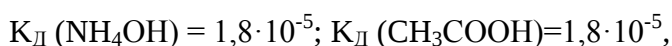


Гидролиз таких солей протекает очень сильно, поскольку в результате его образуются и слабое основание, и слабая кислота.

Реакция среды в этом случае зависит от сравнительной силы основания и кислоты, т.е. от их констант диссоциации (K_d):

- если K_d (основания) $> K_d$ (кислоты), то $\text{pH} > 7$;
- если K_d (основания) $< K_d$ (кислоты), то $\text{pH} < 7$.

В случае гидролиза $\text{CH}_3\text{COONH}_4$:



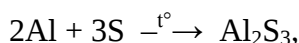
поэтому реакция водного раствора этой соли будет почти нейтральной ($\text{pH} \approx 7$).

Если основание и кислота, образующие соль, являются не только слабыми электролитами, но и малорастворимы или неустойчивы и разлагаются с образованием летучих продуктов, то в этом случае гидролиз соли протекает по всем ступеням до конца, т.е. до образования слабого труднорастворимого основания и слабой кислоты. В этом случае речь идет о *необратимом или полном гидролизе*.

Именно полный гидролиз является причиной того, что водные растворы некоторых солей приготовить нельзя, например $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$, Al_2S_3 и др. Например:

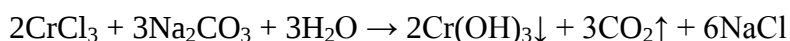
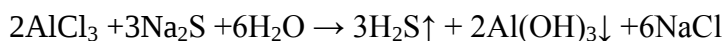


Поэтому сульфид алюминия не может существовать в виде водных растворов, может быть получен только "сухим способом", например, из элементов при высокой температуре:



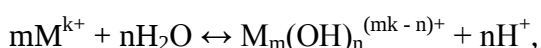
и должен храниться в герметических сосудах, исключающих попадание влаги.

Реакцией обмена в водном растворе такие соединения нельзя получить. При взаимодействии солей Al^{3+} , Cr^{3+} и Fe^{3+} в растворе с сульфидами и карбонатами в осадок выпадают не сульфиды и карбонаты этих катионов, а их гидроксиды:



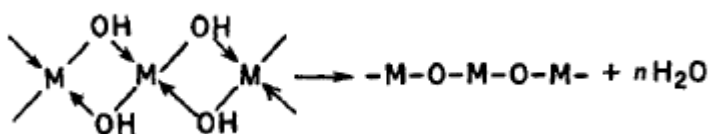
В рассмотренных примерах происходит взаимное усиление гидролиза двух солей (AlCl_3 и Na_2S или CrCl_3 и Na_2CO_3) и реакция идет до конца, так как продукты реакции выделяются из раствора в виде осадка и газа.

Гидролиз солей в ряде случаев может протекать очень сложно. (Простые уравнения реакции гидролиза в общепринятой записи часто являются условными.) Продукты гидролиза можно установить лишь на основании аналитического исследования. К примеру, продуктами гидролиза солей, содержащих многозарядные катионы, могут быть полиядерные комплексы. Так, если в растворах Hg^{2+} содержатся только одноядерные комплексы, то в растворах Fe^{3+} помимо комплексов $[\text{FeOH}]^{2+}$ и $[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+$ обнаруживается двухъядерный комплекс $[\text{Fe}_2(\text{OH})_2]^{4+}$; в растворах Be^{2+} в основном образуются многоядерные комплексы состава $[\text{Be}_3(\text{OH})_3]^{3+}$; в растворах Sn^{2+} образуются комплексные ионы $[\text{Sn}_3(\text{OH})_4]^{2+}$, $[\text{Sn}_2(\text{OH})_2]^{2+}$, $[\text{SnOH}]^+$; в растворах Bi^{3+} наряду с $[\text{BiOH}]^{2+}$ находятся комплексные ионы состава $[\text{Bi}_6(\text{OH})_{12}]^{6+}$. Реакции гидролиза, приводящие к образованию полиядерных комплексов, можно представить следующим образом:



где m изменяется от 1 до 9, а n может принимать значения от 1 до 15. Такого рода реакции возможны для катионов более чем 30 элементов. Установлено, что каждому заряду иона в большинстве случаев отвечает определенная форма комплекса. Так, для ионов M^{2+} характерна форма димеров $[\text{M}_2(\text{OH})]^{3+}$, для ионов M^{3+} – $[\text{M}^2(\text{OH})_2]^{4+}$, а для M^{4+} – форма $[\text{M}_2(\text{OH})_3]^{5+}$ и более сложные, например $[\text{Zr}_4(\text{OH})_8]^{8+}$.

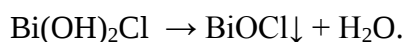
При высоких температурах и больших значениях pH образуются и оксокомплексы:



Например,

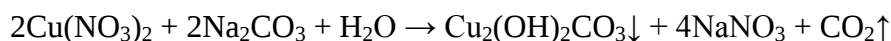
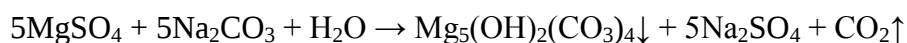


Катион $\text{Bi}(\text{OH})_2^+$ легко теряет молекулу воды, образуя катион висмута BiO^+ , который с хлорид-ионом дает белый кристаллический осадок:



Структурно полиядерные комплексы можно представить в виде октаэдров, соединенных между собой по вершине, ребру или грани посредством различных мостиков (О, ОН и др.).

Сложный состав имеют продукты гидролиза карбонатов ряда металлов. Так, при взаимодействии растворимых солей Mg^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} с карбонатом натрия образуются не средние карбонаты, а менее растворимые *гидрокарбонаты*, например $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Zn}_5(\text{OH})_6(\text{CO}_3)_2$, $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$. В качестве примера можно привести реакции:



Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза h и константой гидролиза $K_{\text{Г}}$.

Степень гидролиза показывает, какая часть соли, содержащаяся в растворе ($C_{\text{М}}$), подверглась гидролизу ($C_{\text{Мгид}}$) и рассчитывается как отношение:

$$h = C_{\text{Мгид}} / C_{\text{М}} (100\%).$$

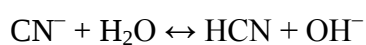
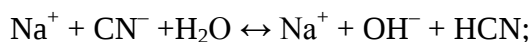
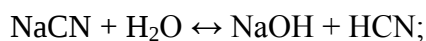
Очевидно, что для обратимого процесса гидролиза $h < 1$ ($< 100\%$), а для необратимого гидролиза $h = 1$ (100%). Кроме природы соли, степень гидролиза зависит от концентрации соли и температуры раствора.

В растворах с умеренной концентрацией растворенного вещества степень гидролиза при комнатной температуре обычно невелика. Для солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, она практически равна нулю; для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой или сильным основанием и слабой кислотой, она составляет $\approx 1\%$. Так, для 0,01 М раствора NH_4Cl $h = 0,01\%$; для 0,1 н. раствора $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ $h \approx 0,5\%$.

Гидролиз – процесс обратимый, поэтому к нему применим закон действующих масс.

Константа гидролиза есть константа равновесия процесса гидролиза, и по своему физическому смыслу определяет степень необратимости гидролиза. Чем больше $K_{\text{Г}}$, тем необратимее гидролиз. $K_{\text{Г}}$ имеет свое выражение для каждого случая гидролиза.

Выведем выражение для константы гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания на примере NaCN :



$$K_{\text{равн}} = [\text{HCN}][\text{OH}^-] / [\text{CN}^-][\text{H}_2\text{O}].$$

$[H_2O]$ имеет наибольшую величину, которая в ходе реакции практически не изменяется, поэтому ее можно условно считать постоянной. Тогда помножив числитель и знаменатель на концентрацию протонов и введя постоянную концентрацию воды в константу, получим:

$$K_{\text{равн}} [H_2O] = K_W / K_{\text{Д(кисл)}} = K_{\Gamma}$$

$$\text{так как } [HCN] / [H^+][CN^-] = 1 / K_{\text{Д(кисл)}}$$

Поскольку K_W величина постоянная и равна 10^{-14} , очевидно, что чем меньше $K_{\text{Д}}$ слабой кислоты, анион которой входит в состав соли, тем больше K_{Γ} .

Аналогично, для соли, гидролизующейся по катиону (например NH_4Cl), получим:

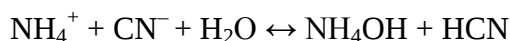


$$K_{\text{равн}} = [NH_4OH][H^+] / [NH_4^+][H_2O]$$

$$K_{\Gamma} = K_{\text{равн}} [H_2O] = K_W / K_{\text{Д(осн)}}$$

В этом выражении числитель и знаменатель дроби умножили на $[OH^-]$. Очевидно, что чем меньше $K_{\text{Д}}$ слабого основания, катион которого входит в состав соли, тем больше K_{Γ} .

Если соль образована слабым основанием и слабой кислотой (на примере NH_4CN), то сокращенное уравнение гидролиза имеет вид:



$$K_{\text{равн}} = [NH_4OH][HCN] / [NH_4^+][CN^-],$$

В этом выражении для $K_{\text{равн}}$ числитель и знаменатель дроби умножаем на $[H^+][OH^-]$, поэтому выражение для K_{Γ} принимает вид:

$$K_{\Gamma} = K_W / (K_{\text{Д(кислоты)}} K_{\text{Д(осн)}}).$$

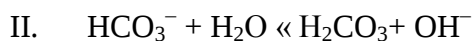
Как следует из приведенных выражений, *константа гидролиза обратно пропорциональна константе диссоциации слабого электролита, участвующего в образовании соли* (если в образовании соли участвуют два слабых электролита, то K_{Γ} обратно пропорциональна произведению их констант диссоциации).

Рассмотрим гидролиз многозарядного иона. Возьмем Na_2CO_3 .



$$K_{\Gamma(I)} = [HCO_3^-][OH^-] / [CO_3^{2-}][H_2O] \times ([H^+] / [H^+]) = K_W / K_{\text{Д(II)}},$$

то есть в выражение для константы гидролиза по первой ступени в знаменатель входит вторая константа диссоциации, и для второй ступени гидролиза



$$K_{\Gamma(II)} = [H_2CO_3][OH^-] / [HCO_3^-][H_2O] \times ([H^+] / [H^+]) = K_W / K_{\text{Д(I)}}$$

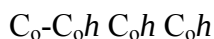
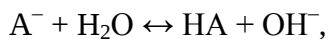
$$K_{\text{Д(I)}} = 4 \times 10^{-7} \quad K_{\text{Д(II)}} = 2.5 \times 10^{-8}$$

$$K_{\Gamma(II)} = 5.6 \times 10^{-11} \quad K_{\Gamma(I)} = 1.8 \times 10^{-4}$$

Таким образом, $K_{\Gamma(I)} \gg K_{\Gamma(II)}$, константа, а следовательно, и степень первой стадии гидролиза много больше последующих.

Степень гидролиза является величиной аналогичной степени диссоциации. Взаимосвязь степени и константы гидролиза аналогична таковой для степени и константы диссоциации.

Если в общем случае исходную концентрацию аниона слабой кислоты обозначить через C_0 (моль/л), то $C_0 h$ (моль/л) – концентрация той части аниона A^- , которая подверглась гидролизу и образовалось $C_0 h$ (моль/л) слабой кислоты HA и $C_0 h$ (моль/л) гидроксидных групп.



тогда $K_\Gamma = [HA][OH^-] / [A^-] = C_0 h \cdot C_0 h / (C_0 - C_0 h) = C_0 h^2 / (1 - h)$.

$$\text{При } h \ll 1 \quad K_\Gamma = C_0 h^2 \quad h = \sqrt{K_\Gamma / C_0}.$$

Очень похоже на закон разбавления Оствальда.

Можно рассчитать pH раствора, если известны C_0 и h . Учитывая, что

$[HA] = [OH^-] = C_0 h$, получим:

$$K_\Gamma = C_0 h \cdot C_0 h / C_0 = [OH^-]^2 / C_0, \text{ откуда}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_\Gamma \cdot C_0}.$$

Аналогично, можно показать, что при гидролизе по катиону

$$[H^+] = \sqrt{K_\Gamma \cdot C_0}.$$

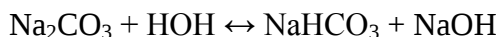
Таким образом, способность солей подвергаться гидролизу зависит от двух факторов:

- свойств ионов, образующих соль;
- внешних факторов.

Как сдвинуть равновесие гидролиза?

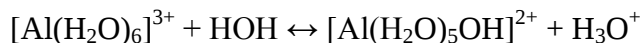
1) Добавление одноименных ионов. Поскольку при обратимом гидролизе устанавливается динамическое равновесие, то в соответствии с законом действия масс равновесие можно сместить в ту или иную сторону введением в раствор кислоты или основания. Введение кислоты (катионов H^+) подавляет гидролиз по катиону, добавление щелочи (анионов OH^-) подавляет гидролиз по аниону. Этим часто пользуются для усиления или подавления процесса гидролиза.

2) Из формулы для h видно, что *разбавление способствует гидролизу*. Рост степени гидролиза карбоната натрия

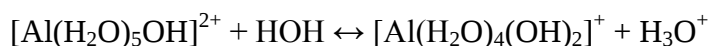


3) Повышение температуры способствует гидролизу. Константа диссоциации воды увеличивается при повышении температуры в большей степени, чем константы диссоциации продуктов гидролиза - слабых кислот и оснований, поэтому при нагревании степень гидролиза возрастает. К этому выводу легко прийти и иначе: так как реакция нейтрализации экзотермична ($\Delta H = -56$ кДж/моль), то гидролиз, будучи противоположным ей процессом, эндотермичен, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье нагревание вызывает усиление гидролиза.

В химической практике весьма распространен гидролиз по катиону солей, образованных многозарядным катионом и однозарядным анионом, например AlCl_3 . В растворах этих солей менее диссоциированное соединение образуется в результате присоединения одного гидроксид-иона к иону металла. Учитывая, что ион Al^{3+} в растворе гидратирован, первую стадию гидролиза можно выразить уравнением



При обычной температуре гидролиз солей многозарядных катионов практически ограничивается этой стадией. При нагревании происходит гидролиз по второй ступени:



Таким образом, кислая реакция водного раствора соли объясняется тем, что гидратированный катион теряет протон и аквагруппа H_2O превращается в гидроксогруппу OH^- . В рассмотренном процессе могут образоваться и более сложные комплексы, например $[\text{Al}_6(\text{OH})_{15}]^{3+}$, а также комплексные ионы вида $[\text{AlO}(\text{OH})_4]^{3-}$ и $[\text{AlO}_2(\text{OH})_2]^{3-}$. Содержание различных продуктов гидролиза зависит от условий проведения реакции (концентрация раствора, температура, присутствие других веществ). Имеет значение также длительность протекания процесса, так как равновесие при гидролизе солей многозарядных катионов обычно достигается медленно.

Практическая часть:

Опыт №1. Определение pH раствора.

А. Ознакомьтесь с правилами работы на pH-метре, пользуясь инструкцией к прибору. С помощью pH-метра определите значение pH нейтрального, кислого и щелочного растворов. Для этого в три стаканчика налейте соответственно дистиллированную воду, 0,1 н раствор хлороводородной кислоты и 0,1 н раствор гидроксида натрия и измерьте с помощью pH-метра pH среды. Результаты запишите в таблицу 1.

В. Содержимое каждого из стаканов предыдущего опыта разлейте в три пробирки. Добавьте в каждую из трёх пробирок по 2-3 капли индикаторов, соответственно: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Определите окраску индикаторов в этих растворах. Результаты опытов А и В оформите в виде таблицы.

Индикатор; показания pH-метра	Среда		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Цвет лакмуса			
Значение pH			
Показания pH-метра			
Цвет метилового оранжевого			

Значение pH			
Показания pH-метра			
Цвет фенолфталеина			
Значение pH			
Показания pH-метра			

В. Для приближенного определения pH раствора используйте универсальные индикаторы, представляющие собой смесь нескольких индикаторов с различными областями перехода, или универсальную индикаторную бумагу. По прилагаемой к ней индикаторной шкале устанавливать, при каких значениях pH индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет. Стеклопалочкой перенесите 2-3 капли исследуемого раствора на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна с цветной шкалой, сделайте вывод о приближенном значении pH тех же растворов, которые использовались в опытах А и Б.

Опыт №2. Определение pH среды гидролизующихся солей.

В чисто вымытые пробирки внесите шпателем по щепотке хлорида натрия, карбоната натрия, сульфата аммония. Добавьте 3-5 мл дистиллированной воды и, встряхивая, растворите соли. Внести 2-3 капли индикатора и, сравнивая цвет индикатора с цветной таблицей, определите значение pH раствора соли с точностью до 1-2 единицы pH. Индикаторами могут быть: метилоранж, лакмус, фенолфталеин, тимолфталеин и др. Определив pH среды в пробирке, напишите ионное и молекулярное уравнение гидролиза.

Опыт №3. Действие растворов гидролизующихся солей на металлы.

В раствор хлорида аммония внесите гранулу алюминия или цинка. Такой же опыт проведите с раствором карбоната натрия. Почему в этих случаях металлы растворяются? Объясните опыт и составьте уравнения реакций.

Опыт №4. Гидролиз кислых солей.

В две пробирки внесите по щепотке солей Na_2CO_3 и NaHCO_3 . Добавьте 2-3 мл дистиллированной воды и 2 капли необходимого индикатора. Отметьте окраску растворов, объясните различия в значениях pH этих растворов. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза.

Опыт №5. Сдвиг равновесия гидролиза.

В пробирку налейте 0,5-1,0 мл раствора соли азотнокислого висмута и постепенно разбавляйте раствор дистиллированной водой. Выпадет белый осадок основной соли.

Составьте уравнение реакции гидролиза. Прибавьте несколько капель азотной кислоты. Что происходит с осадком? Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы получить прозрачный раствор? Какова роль воды в сдвиге равновесия гидролиза?

Опыт №6. Влияние температуры на гидролиз.

Налейте в пробирку 2-3 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор до кипения. Обратите внимание на изменения окраски индикатора. Дайте объяснения, составив ионное и молекулярное уравнения гидролиза. Что наблюдаете при охлаждении?

Какое влияние на степень гидролиза оказывает повышение температуры? Как изменяется pH-раствора?

Опыт №7. Полный гидролиз.

К раствору хлорида, нитрата или сульфата аммония прилейте раствор соды. Наблюдайте выделения пузырьков газа и образование осадка. Дайте объяснение. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;
- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Составьте уравнение гидролиза солей в ионной и молекулярной формах: а) KClO , б) Na_2SiO_3 , в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Укажите среду.
2. Что называется гидролизом? Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подвергаются, и объясните почему.
3. Как протекает гидролиз соли, образованной: а) сильной кислотой и слабым основанием; б) сильным основанием и слабой кислотой; в) слабым основанием и слабой кислотой?
4. Почему раствор нитрата алюминия окрашивается в красный цвет при добавлении лакмуса?
5. Почему раствор сульфида калия окрашивается в малиновый цвет при добавлении фенолфталеина?
6. Почему раствор хлорида бария не изменяет цвет лакмуса и фенолфталеина?
7. Почему при гидролизе сульфита натрия не выделяется сернистая кислота, а при гидролизе сульфата алюминия не осаждается гидроксид алюминия?

Список литературы:

1. Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
2. Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.
3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>
4. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72708.html>

Лабораторная работа № 9

Тема: Окислительно-восстановительные реакции.

Цель работы: Изучение окислительно-восстановительных реакций на примере реакций на примере реакций металлов с кислотами и щелочами, влияние характера среды на окислительно-восстановительный процесс, окислительно-восстановительную двойственность веществ, окислительно-восстановительные реакции диспропорционирования, внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции.

Формируемые компетенции: УК-1,ОПК-2.

Теоретическая часть:

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, другими словами – это реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов.

Степень окисления – это заряд атома элемента в соединении, вычисленный из условного предположения, что все связи в молекуле являются ионными.

Степень окисления принято указывать арабской цифрой над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой. Например, если связь в молекуле HCl ионная, то водород и хлор ионы с

зарядами (+1) и (–1), следовательно $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$.

Для того чтобы рассчитать степень окисления любого элемента, необходимо пользоваться следующими правилами:

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю: $\overset{0}{\text{H}}_2, \overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{O}}_2, \overset{0}{\text{C}}, \overset{0}{\text{Me}}$ (металл в свободном состоянии).

2. Степень окисления (+1) во всех соединениях имеют щелочные металлы (IA группа) и водород, за исключением гидридов активных металлов, где степень окисления водорода

равна (–1), например $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$.

3. Степень окисления +2 во всех соединениях имеют щелочноземельные металлы (II A группа).

4. Кислород имеет степень окисления (–2), во всех соединениях, кроме пероксидов

$(\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-1}{\text{O}}_2)$ и фторида кислорода $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$.

5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех частиц в молекуле равна нулю, а в ионе –

заряду иона $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow +1-1=0$, $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3 \rightarrow (\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3)^{-1} \rightarrow +5+3 \cdot (-2)=-1$.

6. Степень окисления иона элемента равна заряду иона: $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^{1-}$.

7. Не следует путать понятия «валентность» и «степень окисления». Так в N₂, NH₃, N₂H₄, NH₂OH валентность (ковалентность) азота равна трем, так как азот образует три

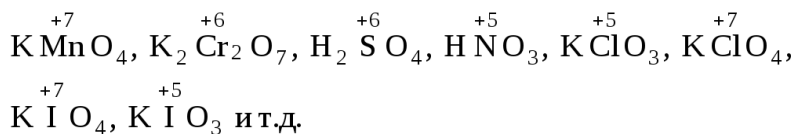
ковалентные связи, а степень окисления различна: $\overset{0}{\text{N}}_2, \overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3, \overset{-2}{\text{N}}_2\text{H}_4, \overset{-1}{\text{N}}\text{H}_2\text{OH}$.

Окисление и восстановление. Окислением называется отдача электронов, в результате чего степень окисления элемента повышается. Восстановлением называется присоединение электронов, в результате чего степень окисления элемента понижается.

Окислительные и восстановительные процессы тесно связаны между собой, так как химическая система только тогда может отдавать электроны, когда другая система их присоединяет (*окислительно-восстановительная система*). Присоединяющая электроны система (*окислитель*) сама восстанавливается (превращается в соответствующий восстановитель), а отдающая электроны система (*восстановитель*), сама окисляется (превращается в соответствующий окислитель).

К типичным окислителям относят:

1. Элементарные вещества – Cl_2 , Br_2 , F_2 , I_2 , O , O_2 .
2. Соединения, в которых элементы проявляют высшую степень окисления (определяется номером группы) –



3. Катион H^+ и ионы металлов в их высшей степени окисления – Sn^{4+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} и т. д.

К типичным восстановителям относят:

1. Элементарные вещества – металлы (наибольшая восстановительная способность у щелочных металлов), H_2 , C , CO .
2. Соединения, в которых элементы проявляют низшую степень окисления –
 $\overset{-3}{\text{NH}}_3$, $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$, $\overset{-1}{\text{HI}}$, $\overset{-1}{\text{HCl}}$, $\overset{-2}{\text{K}_2\text{S}}$ и т.д.
3. Ионы металлов низшей степени окисления – Sn^{2+} , Cu^+ , Cr^{3+} , Fe^{2+} .

Окислительно-восстановительная двойственность. Соединения высшей степени окисления, присущей данному элементу, могут в окислительно-восстановительных реакциях выступать только в качестве окислителей, степень окисления элемента может в этом случае только понижаться. Соединения низшей степени окисления могут быть, наоборот, только восстановителями; здесь степень окисления элемента может только повышаться. Если же элемент находится в промежуточной степени окисления, то его атомы могут, в зависимости от условий, принимать электроны, выступая в качестве окислителя или отдавать электроны, выступая в качестве восстановителя.

Так, например, степень окисления азота в соединениях изменяется в пределах от (-3) до $(+5)$
 NH_3 , NH_4OH - только восстановители

HNO_3 , соли HNO_3 - только окислители

Соединения с промежуточными степенями окисления азота могут выступать в качестве окислителей, восстанавливаясь до низших степеней окисления, или в качестве восстановителей, окисляясь до высших степеней окисления

Метод электронного баланса уравнивания окислительно-восстановительных реакций заключается в выполнении следующего правила: число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей в данной реакции.

Практическая часть:

Опыт №1. Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами.

Изучение взаимодействия цинка с растворами серной кислоты (разбавленной и концентрированной) и с раствором щёлочи. В каждом опыте в пробирки налейте 2-3 мл раствора кислоты или щёлочи и бросьте по одной грануле цинка.

Разберитесь, какой ион в каждом случае является окислителем. Во всех опытах с окислительно-восстановительными реакциями составьте электронно-ионные схемы, найдите коэффициенты при окислителе и восстановителе, определите среду протекания процесса, подведите итог в виде ионного, затем молекулярного уравнения.

Опыт №2. Влияние характера среды на окислительно-восстановительный процесс.

А. Проведите реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow$ в кислой, нейтральной и щелочной средах. Для этого в пробирку к 2-3 мл раствора KMnO_4 прибавьте кислоты или щёлочи и внесите щепотку соли Na_2SO_3 . Встряхните или перемешайте раствор в пробирке. В первом случае образуется бесцветный MnSO_4 , во втором выпадает тетрабората натрия осадок MnO_2 , и в щелочной среде образуется зелёный раствор K_2MnO_4 .

Б. Определите, в какой среде (нейтральной, кислой или щелочной) будут протекать реакции.



В первом случае в пробирку вносят щепотку сухого порошка MnO_2 , затем раствора KI и определяют среду реакции.

Опыт №3. Окислительно-восстановительная двойственность веществ.

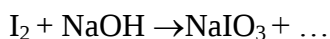
А. К подкисленному разбавленной кислотой раствору KMnO_4 добавьте до обесцвечивания раствора NaNO_2 . К подкисленному серной кислотой раствору йодида калия добавьте немного раствора NaNO_2 . Чем объясняется возникающее окрашивание раствора? Какова роль NaNO_2 в той или другой реакции?

Б. К подкисленному серной кислотой раствору KMnO_4 добавьте небольшой объём раствора пероксида водорода. Обратите внимание, какой выделяется газ. К подкисленному серной кислотой раствору йодида калия добавьте небольшое количество H_2O_2 . Что происходит? Какова роль H_2O_2 в этом случае? Обратите внимание на составление электронно-ионных схем с участием пероксида водорода.

Опыт №4. Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).

Кристаллик йода растворите в небольшом объеме раствора щёлочи при слабом нагревании.

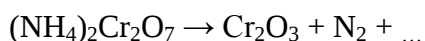
Закончите уравнение реакции:



Реакция диспропорционирования идет в щелочной среде. Если полученный после реакции раствор подкислить, то реакция пройдет в обратном направлении. Проверьте это на опыте.

Опыт №5. Внутримолекулярное окисление-восстановление.

Щепотку кристалликов дихромата аммония поместить в фарфоровую чашечку и нагреть до начала разложения. Обратите внимание на характер образующихся продуктов и закончите уравнение реакции:



Правила техники безопасности. Соблюдайте осторожность при работе с концентрированной серной кислотой, особенно горячей. Не допускайте попадания её в глаза и на кожу.

Тема: "Окислительно-восстановительные реакции".

Проблемная ситуация I. В результате получения промышленным способом азотной кислоты выделяется NO. Разработайте способ жидкофазного окисления NO до более высокой степени окисления азота, соединение должно быть устойчивым.

Проблемная ситуация II. В промышленных сточных водах имеется фторид водорода. Каким соединением надо подействовать, чтобы получить нерастворимое соединение фторида?

Проблемная ситуация III. В сточной воде фторид ион осажден в вид CaF_2 цементной пылью, состав которой $\text{CaO} \cdot \text{CaS}$, среда кислая. Какой газ будет выделяться при осаждении?

Каким окислителем необходимо подействовать, чтобы обезвредить этот газ?

Требования к оформлению лабораторной работы и отчету:

1.Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале. На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название университета, фамилия и инициалы учащегося, номер курса и группы, учебный год.

2.Отчет о выполненной лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- номер работы и её название;
- дату выполнения работы;
- цель работы;
- оборудование и материалы;
- краткое теоретическое описание;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- рисунки и схемы используемых приборов;
- наблюдения;

- уравнения протекающих реакций;
- расчёты, таблицы, графики;
- выводы.

3.Лабораторный журнал нужно вести чисто и аккуратно, записи должны быть лаконичными.

4.Отчёт о проведённой работе проверяет и подписывает преподаватель.

5.К сдаче зачёта по лабораторному практикуму допускаются студенты, выполнившие и подписавшие у преподавателя все домашние и лабораторные работы, сдавшие коллоквиумы, активно участвовавшие в работе семинаров.

6.Студенты, получившие зачёт по лабораторному практикуму, допускаются к сдаче экзамена по курсу неорганической химии.

Контрольные вопросы :

1. Окислители и восстановители
2. Классификация окислительно–восстановительных реакций
3. Основные правила составления ОВР
4. Общие закономерности протекания ОВР
5. Основные схемы ОВР
 - 5.1. Схема восстановления перманганатов
 - 5.2. Схема восстановления хроматов/бихроматов
 - 5.3. Разложение нитратов
 - 5.4. Окислительные свойства азотной кислоты
 - 5.5. Взаимодействие металлов с серной кислотой

Список литературы:

1.Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

2.Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

3.Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / С.А. Соколова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный Университет им. Императора Петра Первого, 2017. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/72709.html>

4.Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / О.В. Дьяконова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Воронеж: Воронежский Государственный Аграрный

Университет им. Императора Петра Первого, 2016. — 150 с. — 2227-8397. — Режим доступа:
<http://www.iprbookshop.ru/72708.html>