

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум



Минск БГМУ 2025

УДК 54(076.5)(075.8)
ББК 24.1я73
О-28

Рекомендовано Научно-методическим советом университета в качестве
практикума 15.10.2025 г., протокол № 2

Авторы: В. В. Хрусталёв, И. А. Клышко, О. А. Бондарец, О. В. Хрусталёва

Рецензенты: канд. фармацевт. наук, доц., зав. каф. фармацевтической химии с курсом повышения квалификации и переподготовки Белорусского государственного медицинского университета Р. И. Лукашов; каф. общей и органической химии Витебского государственного ордена Дружбы народов медицинского университета

Общая и неорганическая химия : практикум / В. В. Хрусталёв, И. А. Клышко, О-28 О. А. Бондарец, О. В. Хрусталёва. – Минск : БГМУ, 2025. – 152 с.

ISBN 978-985-21-2080-7.

Содержит материал, необходимый для подготовки к экспериментальным работам по общей и неорганической химии и проведения расчетов по их результатам. Приведены примеры типовых заданий и вопросов для подготовки к коллоквиумам.

Предназначен для студентов 1-го курса фармацевтического факультета.

УДК 54(076.5)(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-21-2080-7

© УО «Белорусский государственный
медицинский университет», 2025

1 СЕМЕСТР

Занятие 2

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Оксиды, гидроксиды, кислоты, соли являются основными строительными блоками всех материалов и веществ, ежедневно используемых нами, применяются в медицине и фармации.

Оксиды: местные антисептические средства, ингредиенты дерматологических мазей (обладают подсушивающим, бактерицидным, вяжущим, адсорбирующим действием), ингредиенты абразивных зубных паст.

Гидроксиды: обладают слабительным эффектом, антациды (сокращают пептическую активность желудочного сока, повышают перистальтику во всех отделах кишечника).

Кислоты: корректируют уровень pH, активизируют пищевые ферменты, в фармацевтической промышленности для производства аскорбиновой кислоты, химиотерапевтических препаратов.

Соли: регуляция водного баланса, в работе мышц и нервной системы, растворы для дезинтоксикации организма, натуральные антисептики, обладают бактерицидными свойствами.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ, ГИДРОКСИДОВ, КИСЛЫХ И ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ

Цель работы: ознакомление с реакциями получения гидроксидов (оснований, кислот) и солей, а также со свойствами основных классов неорганических соединений.

Реактивы: ZnO, соляная кислота HCl, NaOH(p-p конц.), CaO, Na₂CO₃, Ca(OH)₂, CuSO₄, NaOH(p-p разб.), фенолфталеин, метиловый оранжевый, NiCl₂, CH₃COONa, Mg, Fe, Zn, Cu, MnSO₄, CaCO₃, ZnSO₄, Al₂(SO₄)₃, Cr(NO₃)₃, Ca(OH)₂ насыщ. p-p, H₃PO₄, CoSO₄.

Ход работы

Опыт 1. Свойства амфотерных оксидов

В две пробирки поместить небольшое количество оксида цинка ZnO. В первую пробирку добавить 10–15 капель кислоты, в другую — столько же концентрированного раствора щелочи. Встряхивать содержимое пробирок до растворения осадков в обеих пробирках. Написать уравнения реакций (в молекулярном и молекулярно-ионном) и сделать вывод о характере взятого оксида.

Вывод:

Опыт 2. Получение оснований

1. В пробирку поместить небольшое количество CaO и прилить 15–20 капель воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой и добавить 2–3 капли фенолфталеина. Отметить цвет индикатора и написать уравнение реакции (в молекулярном и молекулярно-ионном виде).

2. В пробирку с несколькими каплями раствора Na_2CO_3 добавить по каплям раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ до образования осадка. Отметить его цвет. Что представляет собой раствор над осадком? Составить уравнение реакции (в молекулярном и молекулярно-ионном виде).

3. В пробирку с раствором сульфата меди (II) CuSO_4 добавить избыток раствора гидроксида натрия. Прodelать аналогичные опыты с растворами солей железа (III) и марганца (II). Составить уравнения реакций (в молекулярном и молекулярно-ионном виде). Отметить цвет осадков.

3. Поместить в две пробирки по небольшому количеству оксида магния MgO и оксида цинка ZnO . Добавить в каждую по 12–15 капель соляной или разбавленной серной кислоты. Осторожно нагреть пробирки. Составить уравнения реакций (в молекулярном и молекулярно-ионном виде).

4. Испытать действие соляной или разбавленной серной кислоты на осадки гидроксидов меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и марганца (V) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, предварительно получив их в двух пробирках по реакции обмена между растворами солей меди (II), марганца (II) и NaOH . Записать наблюдения и составить уравнения реакций (в молекулярном и молекулярно-ионном виде).

Опыт 9. Получение основных солей и их свойства

1. К раствору сульфата кобальта (II) CoSO_4 приливать по каплям раствор NaOH до образования синего осадка. Составить уравнение реакции образования основной соли $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. *Осадок сохранить!!!*

2. Осадок, полученный в опыте 1 разделить на две порции и поместить в две пробирки. К одной порции добавить раствор щелочи до изменения цвета осадка, к другой — раствор серной кислоты до его растворения. Отметить цвет полученного осадка и образовавшегося раствора. Составить уравнения реакций превращения основной соли в основание $\text{Co}(\text{OH})_2$ и основной соли в среднюю соль CoSO_4 .

Вопросы для обсуждения:

1. Какой гидроксид широко используется для нейтрализации соляной кислоты в желудке? _____

2. Какой гидроксид используется в фармацевтической промышленности для производства обезболивающих средств (аспирин), антикоагулянтов, лекарств для снижения уровня холестерина? _____

3. Какая кислота и с какой целью часто используется для преобразования органических соединений в их солевые формы? _____

4. Для чего используется уксусная кислота в медицине? _____

5. Какие соли наиболее часто используют в фармацевтическом анализе? _____

6. Какие соли представляют собой лекарственные вещества? _____

Занятие 3

ЭНЕРГЕТИКА И СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ: ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Реакция нейтрализации лежит в основе фармакологического действия таких препаратов как антациды. Антациды, содержащие, например, гидроксид алюминия, гидроксид натрия или гидроксид магния, снижают кислотность желудочного сока. Метод используется в медицине для определения кислотности желудочного сока.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Цель работы: определить величину теплового эффекта реакции нейтрализации.

Приборы и реактивы: калориметр, 1н раствор NaOH, 1н раствор HCl.

Ход работы

Схема калориметра изображена на рис. 1.

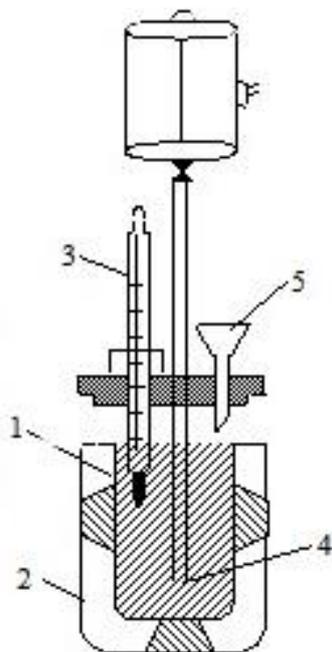


Рис. 1. Схема калориметра:

1 — сосуд с раствором (реакционная камера); 2 — внешний сосуд;
3 — термометр; 4 — мешалка; 5 — воронка

Во взвешенный калориметрический стакан наливают 125 мл 1н раствора NaOH ($\rho = 1,037$). В другой стакан наливают 125 мл 1н раствора HCl ($\rho = 1,014$). Измеряют температуру обоих растворов. Затем при работающей мешалке через

воронку вливают раствор кислоты в калориметр и следят за изменением температуры. Отмечают максимальную температуру раствора. Результаты опыта записывают.

Масса калориметрического стакана — m_1 _____

Концентрация раствора NaOH _____

Концентрация раствора HCl _____

Объем раствора NaOH, V , мл _____

Объем раствора HCl, V , мл _____

Температура раствора NaOH — _____

Температура раствора HCl — _____

Начальная температура $t_1 = 0,5(t_{\text{ш}} + t_{\text{к}})$ _____

Температура после нейтрализации — t_2 _____

Общая масса растворов $m_2 = (\rho_{\text{ш}} V_{\text{ш}} + \rho_{\text{к}} V_{\text{к}})$ _____

Рассчитать теплоту нейтрализации, используя формулу:

$$Q = \frac{\Delta t \cdot C}{N \cdot V}, \quad (1)$$

где: $\Delta t = t_2 - t_1$ _____ ;

C — общая теплоемкость калориметра,

$C = m_1 C_1 + m_2 C_2$ _____ ;

$C_1 = 0,752$ Дж/г · К — удельная теплоемкость стекла;

$C_2 = 4,184$ Дж/г · К — удельная теплоемкость раствора;

N — конечная концентрация раствора (0,5 н);

V — общий объем раствора (0,25 л).

Составить термохимическое уравнение реакции нейтрализации:

_____, $\Delta H =$ _____ ?

Вычислить абсолютную (ΔX) и относительную (δ_H) погрешности опыта, если $\Delta H_{\text{теор.}} = -57,0$ кДж/моль H_2O :

$$\Delta X = \Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{теор}}, \quad (2)$$

$$\delta_H = \frac{\Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{теор}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \cdot 100 \%, \quad (3)$$

Вопросы для обсуждения:

1. Раствор какого вещества вводят внутривенно в качестве экстренной меры при ацидозе? _____

2. Раствор какого вещества используется для устранения алкалоза? _____

3. Какие средства используются в гастроэнтерологии для нормализации секреторной функции желудка при пониженной и при повышенной кислотности желудочного сока? _____

4. На чем основано использование зубных паст для предотвращения кариеса? _____

Вывод:

Занятие 4

ЭНЕРГЕТИКА И СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ: ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

Фармакокинетика (кинетика лекарства) изучает взаимодействие между лекарственным средством и организмом на уровне концентраций лекарства в его среде, кинетические закономерности распределения вещества в организме, кинетику всасывания, адсорбции, метаболизма и выделения препарата. Кинетика имеет большое значение для фармации, действие различных лекарственных веществ обуславливается в значительной степени скоростью реакций, происходящих в организме. При хранении лекарственных форм также могут протекать различные реакции, скорость которых определяет срок годности лекарств.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

Цель работы. Изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Сущность работы заключается в определении скорости реакции во времени, необходимом для полного окисления сульфита натрия иодатом калия в кислой среде.

Уравнение реакции имеет вид:



Ход работы

С помощью пипеток вместимостью 1–2 мл вносят 0,01 М раствор сульфита натрия, воду и 1%-ный раствор крахмала в объемах:

В пробирку № 1: 1 мл Na_2SO_3 и 0,25 мл крахмала.

В пробирку № 2: 0,5 мл Na_2SO_3 , 0,5 мл H_2O и 0,25 мл крахмала.

В пробирку № 3: 0,25 мл Na_2SO_3 , 0,75 мл H_2O и 0,25 мл крахмала.

В другие три пробирки вносят по 1 мл 0,01 М раствора иодата калия (KIO_3), в 0,25 М растворе серной кислоты.

Проводят расчет конечной молярной концентрации сульфита натрия с учетом его разведения при сливании растворов по закону эквивалентов:

$C_1 =$ _____

$C_2 =$ _____

$C_3 =$ _____

Сливают попарно растворы сульфита натрия и йодата калия (KIO_3), измеряя промежуток времени от момента сливания растворов до появления синего окрашивания по секундомеру. Заносят результаты в таблицу 1.

Вопросы для обсуждения:

1. Почему химическая кинетика важна в фармацевтической промышленности? _____

2. От чего зависит концентрация лекарственного препарата, введенного за определенный промежуток времени (доза препарата)? _____

3. При лечении острых инфекционных заболеваний необходимо создать и поддерживать высокую концентрацию лекарственного препарата в крови. Какие факторы учитываются при этом? _____

4. Приведите примеры вопросов, на которые дает ответы фармакокинетика.

Вывод:

Занятие 8

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения применяются в медицине и имеют важное значение в организме. Сложные молекулы гемоглобинов, хлорофиллов, витамина В₁₂, многих ферментов и лекарственные препараты представляют собой комплексные соединения.

Комплексообразование — широко используемый метод в фармацевтической области для улучшения растворимости некоторых ингредиентов и, как следствие, биодоступности плохо растворимых в воде лекарств. Применение комплексных соединений в химии и фармации связано с их использованием в методах качественного и количественного анализа — комплексонометрии.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

Цель работы: научиться получать комплексные соединения различных типов, ознакомиться со свойствами комплексных соединений и двойных солей.

Реактивы: растворы AgNO₃ (0,1 М), NaCl (2 М), KI (насыщенный), KOH (0,2 М), NH₄Fe(SO₄)₂ (0,1 М), K₃[Fe(CN)₆] (0,1 М), HNO₃ (2 М), CoCl₂ (0,5 н), CH₃COONa (насыщ.), KCNS (насыщ.), NaNO₂ (крист.), Na₂S₂O₃ (крист.).

Ход работы

Задание 1. Получение комплексных соединений.

Опыт 1. Образование катионного комплекса.

В пробирку налить несколько капель раствора AgNO₃ и добавить немного раствора NaCl до образования осадка. К образовавшемуся осадку AgCl прилить раствор аммиака до полного его растворения.

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции образования осадка и реакции образования комплексного соединения, учитывая, что координационное число катиона серебра равно двум. Дать название полученному комплексному соединению.

Опыт 2. Образование анионных комплексов.

Взять четыре пробирки. В каждую из четырех пробирок налить по 2–3 капли 0,5 н раствора хлорида кобальта (II).

В первую пробирку прилить насыщенный раствор ацетата натрия (4–6 капель) до появления ярко выраженной розовой окраски, обусловленной наличием в растворе иона $[\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_6]^{4-}$. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения образования комплексных соединений. Дать названия полученным комплексным соединениям.

Во вторую пробирку с помощью микрошпателя добавить кристаллический нитрит натрия до появления желто-оранжевой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения образования комплексных соединений. Дать названия полученным комплексным соединениям.

В третью пробирку прилить насыщенный раствор роданида калия до появления фиолетовой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения образования комплексных соединений. Дать названия полученным комплексным соединениям.

В четвертую пробирку с помощью микрошпателя добавить кристаллический тиосульфат натрия до появления синей окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$.

А. В первую пробирку добавить раствор HNO_3 до выпадения белого осадка.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции разрушения комплексного соединения $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ под действием азотной кислоты.

Объяснить причину разрушения комплекса, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны: $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,0 \cdot 10^{-10}$.

Б. Во вторую пробирку добавить раствор KI до появления желтого осадка.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции разрушения комплексного соединения, если при этом образуются осадок AgI .

Объяснить причину разрушения комплекса, исходя из того, что константа растворимости AgI равна $1,1 \cdot 10^{-16}$.

Вопросы для обсуждения:

1. Какие элементы живых организмов могут быть определены методом комплексонометрии? _____

2. Почему комплексоны применяются в медицине в качестве стабилизаторов при хранении крови? _____

3. Цианистоводородная (синильная) кислота — сильный яд. Насколько безопасным является использование желтой кровяной соли в качестве пищевой добавки (E536)? _____

4. Что такое хелатотерапия? _____

5. Для чего в медицине используют антидоты (унитиол) и комплексоны (тетрацин), цисплатин? _____

Занятие 9

КОЛЛОКВИУМ «ЭНЕРГЕТИКА И СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ, УЧЕНИЕ О СТРОЕНИИ ВЕЩЕСТВА И ХИМИЧЕСКОМ РАВНОВЕСИИ»

ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций. Химическое равновесие. Скорость химических реакций.

Внутренняя энергия (U) и энтальпия (H). Стандартные условия. Тепловые эффекты химических реакций при постоянной температуре и давлении (Q_p) или постоянном объеме (Q_v).

Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ ($\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$, $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$). Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (процессов растворения веществ, диссоциации кислот и оснований) на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии (S) как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана — $S = k \ln W$).

Энергия Гиббса (G) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамическая устойчивость химических соединений.

Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Принцип Ле-Шателье-Брауна.

Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях путем сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры.

Средняя и мгновенная скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Понятие о механизме реакции. Простые и сложные реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации. Понятие о константе скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры, уравнение Аррениуса.

Энергия активации реакции. Зависимость энергии активации от механизма протекания реакции. Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.

Электронные оболочки атомов и периодический закон Д. И. Менделеева (ПЗ). Природа химической связи и строение химических соединений

Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами (Планк). Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение де-Бройля. Волновые свойства частиц и принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель строения атомов. Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Электронные энергетические уровни атома. Главное квантовое число. Орбитальное квантовое число и форма s-, p-, d-орбиталей атома. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация p- и d-орбиталей. Спиновое квантовое число.

Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Основное, возбужденное и ионизированное состояния атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.

Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация химических элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО).

Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов, гидроксидов и водородных соединений элементов.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связями. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гейтлеру-Лондону на примере молекулы водорода).

Описание молекул методом валентных связей (МВС). Механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи). Направленность ковалентной связи как следствие условия максимального перекрывания атомных орбиталей.

Образование σ - и π - связей при перекрывании s-, p-, d-орбиталей. Кратность связи в методе валентных связей. Полярность и полярность ковалентной связи. Применение относительных электроотрицательностей атомов для приближенной оценки полярности химической связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул.

Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное расположение атомов в молекулах.

Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие и разрыхляющие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го периода ПСЭ. Кратность связи в методе ММО.

Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь и ее природа. Разновидности водородной связи. Биологическая роль водородной связи.

Комплексные соединения

Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: центральный атом (комплексообразователь), лиганды, комплексный

ион, внутренняя и внешняя сферы, координационное число центрального атома, дентатность лигандов.

Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химических связей в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы нестойкости и устойчивости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания и соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.

Биологическая роль КС. Металлоферменты. Применение КС в медицине и фармации.

ОСНОВНЫЕ ПРИМЕРЫ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАДАНИЙ

1. Средняя скорость реакции $A(г) + B(г) \rightarrow 2C(г)$ равна $0,01 \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$. Каковы будут концентрации (моль/дм^3) веществ А, В и С через 5 секунд после начала реакции, если начальные концентрации веществ А и В равны соответственно 1 и 2 моль/дм^3 ?

2. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции, если известно, что при $20 \text{ }^\circ\text{C}$, реакция протекает за 2 минуты, а при $50 \text{ }^\circ\text{C}$ — за 15 с.

3. На титрование 10 мл KMnO_4 израсходовано 3,9 мл раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ с молярной концентрацией 1 моль/л. Вычислите молярную концентрацию KMnO_4 .

4. Плотность 40%-ного (по массе) раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитать мольную долю азотной кислоты в этом растворе.

5. Образец содержит 2 нуклеотида ^{16}O и ^{18}O , массы которых соответственно равны 4,0 и 9,0. Определите относительную атомную массу кислот в образце.

6. Рассчитайте $\Delta_r S^0$ для реакции между алюминием и разбавленной серной кислотой.

$$S^0(\text{Al}) = 28,35 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$

$$S^0(\text{H}_2\text{SO}_4) = 156,9 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$

$$S^0(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 239,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$

$$S^0(\text{H}_2(г)) = 130,6 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$

7. Какой тип гибридизации характерен для кремния в AlBr_3 . Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков в молекуле. Какова геометрическая форма этой молекулы?

8. Энергия связи в молекуле кислорода равна 494 кДж/моль, а энергия сродства к электрону для атомов кислорода составляет 142 кДж/моль. Вычислите количество энергии, которое выделится или поглотится в процессе $\text{O}_2(\text{газ}) \rightarrow 2\text{O}^-(\text{газ})$ в случае порции кислорода массой 3,2 г.

9. В системе $A(г) + B(г) \leftrightarrow 2D(г)$ равновесные концентрации равны: $c_p(A) = 0,4 \text{ моль/дм}^3$; $c_p(B) = 0,9 \text{ моль/дм}^3$; $c_p(D) = 0,6 \text{ моль/дм}^3$. Найдите константу равновесия реакции и начальные концентрации (c_0) вещества А и В, если вещество D в начальный момент реакции отсутствовало.

10. Написать электронные формулы атома элемента с порядковым номером 79:

- а) полную электронную формулу в порядке следования уровней;
- б) полную электронную формулу в порядке возрастания энергий орбиталей;
- в) сокращенную электронную конфигурацию.

11. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде уравнение образования комплексного соединения в растворе при взаимодействии избытка гидроксида аммония с гидроксидом кадмия (II). Назовите полученное комплексное соединение. Напишите уравнения полной ступенчатой диссоциации комплексного иона и математическое выражение константы устойчивости

12. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде уравнение образования комплексного соединения в растворе при взаимодействии избытка тиосульфата натрия с хлоридом меди (II). Назовите полученное комплексное соединение. Напишите уравнения полной ступенчатой диссоциации комплексного иона и математическое выражение константы нестойкости.

13. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде уравнение образования комплексного соединения в растворе при взаимодействии избытка тиосульфата калия с нитратом серебра. (Координационное число серебра равно 4). Назовите полученное комплексное соединение. Напишите уравнения полной ступенчатой диссоциации комплексного иона и математическое выражение константы устойчивости.

14. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде уравнение образования комплексного соединения в растворе при взаимодействии избытка иодида калия с нитратом ртути (II). Назовите полученное комплексное соединение. Напишите уравнения полной ступенчатой диссоциации комплексного иона и математическое выражение константы нестойкости.

15. Напишите в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде уравнение образования комплексного соединения в растворе при взаимодействии избытка тиоцианида натрия с хлоридом железа (III). Назовите полученное комплексное соединение. Напишите уравнения полной ступенчатой диссоциации комплексного иона и математическое выражение константы устойчивости

16. При температуре 60 °C скорость некоторой реакции равна 0,64 моль/дм³ · с. Какова скорость реакции (моль/дм³ · с) при 10 °C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

17. В растворе протекает реакция $A + B = C$. Определите скорость химической реакции (моль/дм³ · с) в тот момент, когда в растворе объемом 0,2 дм³ содержалось 0,1 моль вещества А и 0,2 моль вещества В. Константа скорости равна 10.

18. Сколько миллилитров 0,2 н раствора карбоната натрия нужно прибавить к 200 мл 0,1 М раствора нитрата бария, чтобы полностью осадить барий в виде карбоната бария?

19. Плотность 25%-ного (по массе) раствора H₂SO₄ равна 1,105 г/мл. Вычислите нормальность этого раствора ($f_{\text{экв.}} = 1/2$).

20. Средняя относительная масса природного хлора равно 35,45. Вычислите молярные доли его двух изотопов, если известно, что их массовые числа равны 35 и 34.

21. Рассчитайте $\Delta_r G^0$ реакции взаимодействия аммиака с хлороводородом, если

$$\Delta_f G^0 (\text{HCl}_{(г)}) = -95,2 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta_f G^0 (\text{NH}_{3(г)}) = -16,6 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta_f G^0 (\text{NH}_4\text{Cl}_{(к)}) = -203,2 \text{ кДж/моль}.$$

22. Какой тип гибридизации характерен для кремния в SiCl_4 . Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков в молекуле. Какова геометрическая форма этой молекулы?

23. Найдите значение константы скорости простой реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,5 и 0,1 моль/л скорость реакции составляет 0,005 моль/л · с.

24. Вычислите константу равновесия $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2 (\text{г})$, если начальная концентрация N_2O_4 была 0,06 моль/дм³, а к моменту наступления равновесия его количество уменьшилось на 50 %. Оксид NO_2 в первоначальный момент реакции отсутствовал.

25. Написать электронные формулы атома элемента с порядковым номером 75:

- а) полную электронную формулу в порядке следования уровней;
- б) полную электронную формулу в порядке возрастания энергий орбиталей;
- в) сокращенную электронную конфигурацию.

Занятие 10

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

Фармацевтической практике на долю растворов приходится в среднем до 30 % общей рецептуры аптек. Большой удельный вес растворов, как и всех жидких лекарственных форм, объясняется рядом их преимуществ перед другими лекарственными формами. Жидкая лекарственная форма — это форма отпуска лекарств, получаемых путем смешивания или растворения действующих веществ в воде, спирте, маслах и других растворителях, а также путем извлечения действующих веществ из растительного материала. Жидкие лекарственные формы способны обеспечить:

- разнообразие путей введения (внутрь, наружно, в виде инстилляций, инъекций, ионофореза и др.);
- точность дозировки (особенно в случае применения истинных растворов);
- портативность некоторых видов упаковки (ампулы, флаконы для капель и др.);
- удобство применения.

Жидкие лекарственные формы могут обеспечить местное (локальное) действие лекарственных веществ, например, при назначении примочек, а также общее (резорбтивное или рефлекторное) действие на организм, например, растворы для инъекций, растворы ректального применения.

При изготовлении лекарственных препаратов и их дозировке знание концентраций является абсолютно необходимым. Количественный состав растворов может выражаться различными способами. Некоторые из них требуют высокой точности приготовления и называются растворами с аналитическими концентрациями. Такие растворы готовятся с использованием точных расчетов, аналитических весов, специальной мерной посуды. Растворы, которые не требуют специальной посуды и высокоточного оборудования относятся к растворам с примерной концентрацией, достигнутой техническими способами.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПРИОБРЕТЕНИЕ НАВЫКОВ РАБОТЫ С МЕРНОЙ ПОСУДОЙ

Цель работы: ознакомиться с точной мерной посудой, используемой в химическом анализе, и приобрести навыки работы с ней.

Посуда: мерные колбы, пипетки Мора, градуированные пипетки, резиновые груши (пипетаторы), бюретки, воронки; колбы для титрования, химические стаканы, мензурка, цилиндры, мерные пробирки.

Ход работы

Мерную лабораторную посуду используют все учреждения, у которых есть потребность в точном отмеривании сыпучих и жидких веществ. Как правило, речь идет о стеклянных, реже пластиковых пробирках и аналогичных сосудах,

имеющих градуировочные метки, благодаря которым специалист способен определить, сколько вещества находится в емкости.

Регулируется производство мерной посуды нормативными документами, требующими соблюдения условия в погрешности не выше определенного уровня.

Колбы, пробирки, пипетки, бюретки — все тщательно калибруется, после чего посуде выносится класс, первый или второй. Погрешность сосудов первого класса не может быть выше половины цены деления, для второго она составляет наименьшую цену деления.

Мерная посуда не используется для нагревания веществ, но она должна быть термостойкой, с рабочей температурой в пределах ± 5 °С, и устойчивой к химически агрессивным реагентам. Качественные сосуды незначительно расширяются при нагревании в пределах пяти градусов.

Пластиковые варианты встречаются, но для профессиональных отраслей и лабораторий предпочтительно именно стекло, за исключением особых обстоятельств.

В сфере используются следующие его разновидности:

– боросиликатное, инертное к кислотам и щелочам, термостойкое — его можно нагревать до температуры 190 °С. Чаще всего из боросиликата делают перегонные колбы, холодильники и дефлегматоры;

– пирекс по сути является улучшенной разновидностью боросиликатного стекла, с большим количеством кремния в составе, благодаря чему материал легко переносит, нагрев до 280 °С. Из пирекса делают толстостенную лабораторную посуду, стойкую к механическим повреждениям;

– кварцевое стекло идеально для опытов, где есть перепад температур. У него незначительный коэффициент линейного расширения. Также его используют в производстве ультрафиолетовых ламп, поскольку оно хорошо пропускает УФ-свет;

– супермакс предназначен для посуды, которая используется при значительных температурах, при разогревании вплоть до 680°. Несмотря на невероятную термоустойчивость, супермакс-стекло достаточно хрупкое и требует бережного отношения.

Выбор стекла обусловлен особенностями сферы. Материал влияет и на функциональность посуды, и на ее стоимость.

Основные виды.

Бюретки (рис. 2) — цилиндрическая посуда объемом 10, 25 и 50 см³. Выглядит как размеченная трубка, увенчанная краном или другим запорным механизмом. С ее помощью происходит точное отмеривание реактивов, нередко они входят в состав различного лабораторного оборудования, такого как газоанализаторы и хроматографы, но также продается отдельно.

Мерные пипетки (рис. 3) — стеклянные трубки с нанесенной разметкой, используются для титрования или измерения жидкости в процессе ее переноса куда-либо. Вида могут быть совершенно разного, в том числе с узким и широким

краем, носиком длиной до 5 см, с расширениями и ровными, градуированными, с заданной меткой, из белого или темного стекла. Объем варьируется от 0,5 до 200 см³, есть также микропипетки, отбираются до 0,001 мм³.

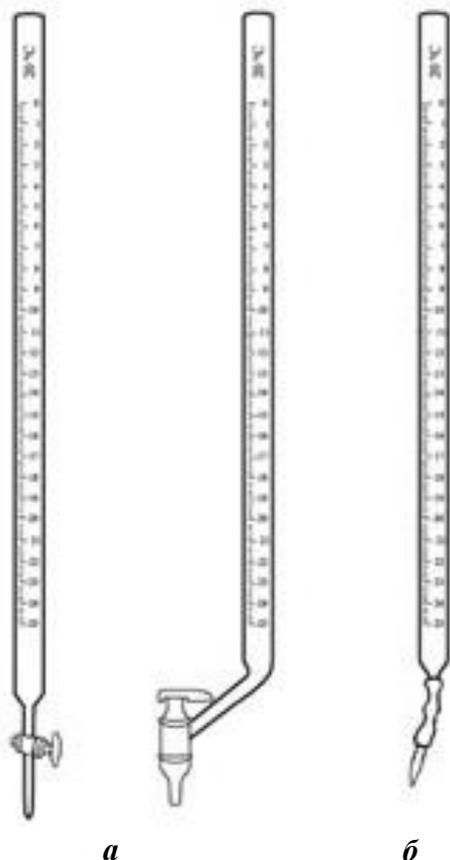


Рис. 2. Бюретки:
а — с краном; б — с «бусинкой»

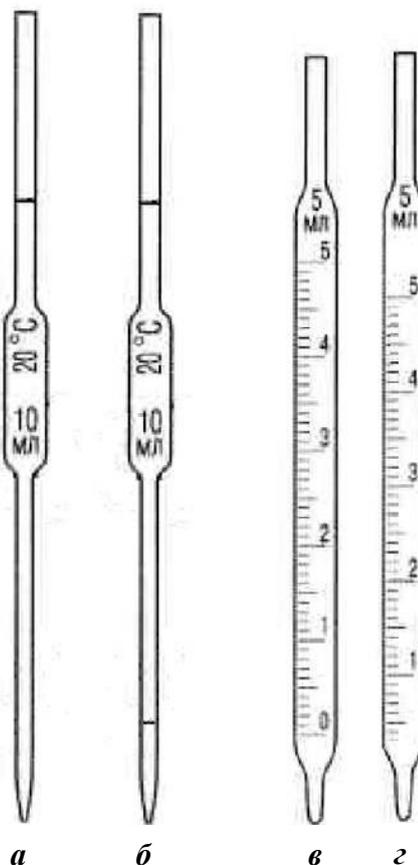


Рис. 3. Мерные пипетки:
а — неградуированные и откалиброванные на полный слив; б — неградуированные и откалиброванные на неполный слив градуированные; в — градуированные и откалиброванные на неполный слив; г — градуированные и откалиброванные на полный слив

Мерные колбы (рис. 4) имеют плоское дно и узкое длинное горлышко. На бок посуды наносятся как вместимость, так и погрешность, и класс точности, и объем, что позволяет с легкостью подобрать вариант для конкретной цели. Бывают модели на вливание и на выливание, последние имеют две метки. Средняя вместимость составляет от 5 мм³ до 5 дм³, могут комплектоваться пробкой. Используются мерные колбы для отмеривания объемов растворов и жидких реагентов, для смешивания и разведения веществ.



Рис. 4. Мерные колбы

Мерные пробирки выглядят как обычные пробирки, но имеют нанесенную на них шкалу. Их используют для измерения объемов жидких реактивов, для разделения веществ, как мензурки, в центрифугах и в рамках проведения различных реакций. Чаще всего встречаются пробирки 10 см³. Варианты с простым горлом позволяют применять в комплекте с ними резиновые пробки, а винтовая горловина — пластиковые, тефлоновые, стеклянные, винтовые закрутки.

При работе с прозрачными жидкостями отсчет объема ведется по нижнему краю вогнутого мениска в мерной посуде (рис. 5, а), например, в пипетках, бюретках и цилиндрах. Для непрозрачных или сильно окрашенных жидкостей отсчет ведут по верхнему краю выпуклого мениска (рис. 5, б). Важно держать посуду вертикально и располагать глаз на уровне мениска (рис. 5, в), чтобы избежать ошибки параллакса.

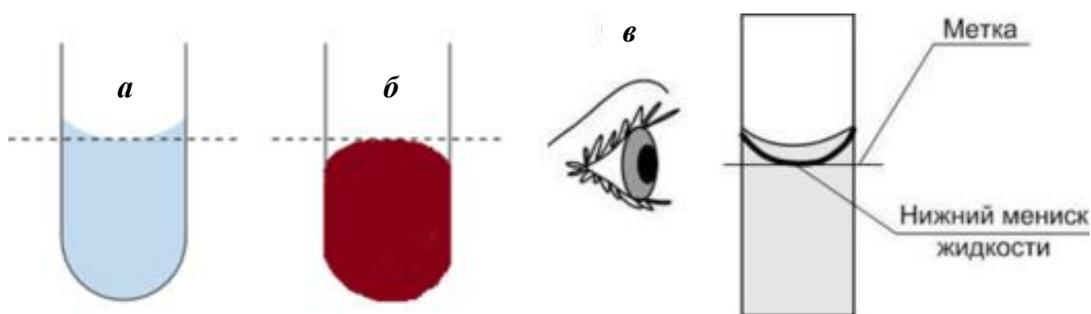


Рис. 5. Техника проведения лабораторных исследований:
а — по нижнему краю вогнутого мениска; *б* — по верхнему краю выпуклого мениска;
в — глаз на уровне мениска

Задание 4. Отмерить 6,2 мл и 3,7 мл воды градуированными пипетками на 10 мл и 5 мл.

При работе с градуированными пипетками для предотвращения ошибок, прежде всего, внимательно рассматривают тип пипетки (рис. 2, а и б) и определяют цену деления на ее шкале. С помощью пипетки первого типа (рис. 2, а) максимальный объем жидкости, на который рассчитана пипетка, отмеряют таким же способом, как и пипеткой Мора (рис. 2, в). Пипетка второго типа (рис. 2, б) в нижней части имеет неградуированный нерабочий объем и работают с ней только в области градуированной шкалы.

Для отбора требуемого объема воды с помощью градуированных пипеток поступают так же, как и в случае пипетки Мора (смотри задание 3).

Задание 5. Измерить объем одной капли, вытекающей из бюретки.

Для достижения высокой точности титрования нужно уметь делать отсчеты по бюретке (т. е. определить цену деления на ее шкале) и знать объем одной капли титранта, вытекающей из бюретки. Чтобы не допустить ошибки, каждое титрование начинают от нулевого отсчета шкалы бюретки и следят, чтобы в бюретке (особенно ниже шарика или зажима) не было пузырьков воздуха.

Задание выполняют по следующему плану.

1. Заливают в бюретку воду через воронку, слегка приподнимая ее, чтобы ускорить заполнение.

2. Удаляют пузырьки воздуха из нижней части бюретки; для этого перегибают резиновую трубку так, чтобы получился U-образный сообщающийся сосуд и, нажимая на шарик, пускают струю воды, которая вытеснит пузырьки воздуха.

3. Добавляют в бюретку воду, убирают воронку и устанавливают уровень воды на нулевой отметке шкалы (по нижнему краю мениска).

4. Выливают из бюретки 100 капель воды и определяют их объем по шкале бюретки в миллилитрах, определяют объем 100 капель еще два раза и вычисляют среднее арифметическое трех полученных результатов.

5. Вычисляют объем одной капли воды, вытекающей из бюретки, разделив полученное значение $V(100)$ на 100:

Вывод:

Занятие 11

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Одной из важнейших проблем современной фармакологии является создание новых лекарственных форм существующих препаратов. Для их сохранения используют разнообразные подходы, и среди возможных контейнеров для фармацевтических препаратов особое место занимают клетки организма человека — эритроциты. Процессы введения в эритроциты различных веществ достаточно просты и эффективны. Очень важно в этом случае знать, какие факторы приводят к разрушению эритроцитов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ГЕМОЛИЗ ЭРИТРОЦИТОВ В ГИПОТОНИЧЕСКОМ РАСТВОРЕ

Цель работы: определить, какой из предложенных растворов изотоничен сыворотке крови.

Реактивы и оборудование: растворы хлорида натрия с массовой долей NaCl 0,85 %, 0,3 %, эритроцитарная масса, дистиллированная вода; пипетка, стеклянные центрифужные пробирки, стеклянная палочка, салфетки; центрифуга.

Ход работы

Готовят 2 пронумерованные пробирки. В первую наливают 10 мл раствора с массовой долей NaCl 0,85 %, во вторую — 10 мл раствора NaCl с массовой долей 0,3 %. В каждую пробирку вносят по 2 капли эритроцитарной массы, перемешивают стеклянной палочкой, начиная с менее концентрированного раствора NaCl (*при переходе от раствора к раствору палочку протирают марлевой салфеткой*). Через 10 мин содержимое пробирок центрифугируют в течение 10 мин при режиме 1500 об/мин. (Обратите внимание на правильность расположения пробирок в центрифуге, чтобы не нарушить балансировку ротора: *пробирки ставят напротив друг друга симметрично*). Наблюдения сводят в таблицу 2.

Таблица 2

Результаты наблюдений за растворами до и после центрифугирования

№ пробирки	Содержимое пробирки	Наблюдения		Название процесса
		до центрифугирования	после центрифугирования	
1	10 мл р-ра NaCl с массовой долей 0,85 % + 2 капли эритроцитарной массы			
2	10 мл р-ра NaCl с массовой долей 0,3 % + 2 капли эритроцитарной массы			

Вопросы для обсуждения:

1. По какому признаку можно определить до центрифугирования, произошел ли гемолиз эритроцитов? _____

2. На чем основаны явления гемолиза и плазмолиза? _____

3. Объясните, что происходит с эритроцитами в каждом случае? _____

4. К какому случаю относится термин «лаковая кровь»? _____

5. Будут ли изотоничны водные растворы двух неэлектролитов (M_1 больше, чем M_2), если температура и массовые доли этих веществ в растворах одинаковы? Если растворы не изотоничны, в котором из них осмотическое давление выше? Почему? _____

Занятие 12

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: ТЕОРИИ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Все физиологические жидкости организма (желудочный сок, плазма крови, внеклеточная, внутриклеточная и спинномозговая жидкости) представляют собой водные растворы, в которых содержатся катионы и анионы сильных электролитов (K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , HPO_4^{2-} , $H_2PO_4^-$, HCO_3^- , Cl^-), а также органические соединения (глюкоза, полисахариды, белки и др.) — слабые электролиты. Особенную физиологическую активность проявляют ионы водорода и гидроксид-ионы, которые определяют кислотность внутренних сред организма, влияют на активность ферментов и др. Кислотность биологических жидкостей, количественной характеристикой которой является водородный показатель — рН, является одной из основных физико-химических характеристик жидкостных сред организма, определение которой позволяет сделать вывод относительно физиологического и патологического функционирования организма.

Колориметрическое определение рН биологических жидкостей основано на изменении цвета кислотно-основных индикаторов, окраска которых зависит от рН среды. Индикаторы могут быть одноцветными, имеющими окраску только в щелочной среде, а в кислой среде — бесцветные (фенолфталеин, нитрофенолы), и двухцветными, имеющими различную окраску в кислой и щелочной средах (метилоранж, феноловый красный и др.).

Обычно вначале определяют приблизительное значение рН с помощью универсального индикатора. Универсальный индикатор — это смесь нескольких индикаторов с различными, но примыкающими друг к другу интервалами перехода окраски, охватывающими шкалу рН от 1 до 14, причем эта смесь индикаторов имеет определенную окраску при тех или иных значениях рН. Универсальная индикаторная бумага — это фильтровальная бумага, пропитанная универсальным индикатором. К ней прилагается цветная шкала со значениями рН для каждой окраски. *Точность определения не превышает 0,5 ед. рН.* По приблизительному значению рН подбирают индикатор для более точного определения.

Потенциометрическое (ионометрическое) определение рН биологических жидкостей основано на измерении электродвижущей силы (ЭДС) гальванической цепи, составленной из индикаторного полуэлемента (электрода определения), потенциал которого зависит от рН среды (стеклянный, водородный, хингидронный) и электрода сравнения (хлорсеребряного, каломельного), имеющего постоянный потенциал. Измерительная шкала иономера (рН-метра) градуирована как в милливольтах, так и в ед. рН. *Точность определения до 0,01 ед. рН.* Можно использовать даже для определения рН мутных и окрашенных жидкостей.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ АКТИВНОЙ КИСЛОТНОСТИ БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЕЙ

Цель работы: научиться определять активную кислотность биологических жидкостей колориметрическим, потенциометрическим методами, рН метром.

Приборы и реактивы: исследуемые растворы № 1 и № 2; два стаканчика емкостью 50 мл; стеклянная палочка; универсальная индикаторная бумага; дистиллированная вода; фильтровальная бумага; рН метр.

Ход работы

Задание 1. Определение рН растворов с помощью универсального индикатора.

Чистую стеклянную палочку опускают в исследуемый раствор и касаются ею полоски индикатора. Сравнивают окраску влажного участка индикаторной бумаги с колориметрической шкалой рН. Определяют рН исследуемого раствора и записывают его значение в таблицу результатов опыта. После определения рН раствора № 1 стеклянную палочку моют, протирают куском фильтровальной бумаги и определяют рН раствора № 2. Записывают полученные результаты определения:

№ 1: рН = _____,

№ 2: рН = _____.

Задание 2. Определение рН растворов с помощью рН-метра.

Перед использованием рН-метр должен быть откалиброван стандартными растворами согласно инструкции по применению. Перед измерением рН необходимо снять защитный колпачок с электрода. Промыть электрод дистиллированной водой и высушить фильтровальной бумагой. Включить рН-метр. Погрузить электрод в раствор, не касаясь электродом стенок сосуда и его дна. Дождаться, пока с экрана исчезнет значок песочных часов. Записать показания. Перед использованием в растворе № 2 — промыть электрод и просушить фильтровальной бумагой.

№ 1: рН = _____,

№ 2: рН = _____.

Рассчитать активность ионов водорода в обоих растворах, используя показания рН-метра:

$a(\text{H}^+)_1$ _____

$a(\text{H}^+)_2$ _____

Вопросы для обсуждения:

1. При клиническом анализе образца крови больного экспериментально определен водородный показатель: $pH = 7,2$. Укажите кислотно-основное состояние крови для дальнейшего выбора курса лечения. _____

2. Откуда взялось число $pH = 5.5$ в рекламе шампуня? _____

3. С чем связано большое количество дерматологических проблем? _____

4. Как изменится значение pH раствора соляной кислоты при добавлении к нему раствора хлорида натрия? _____

5. Как изменится значение pH воды при повышении температуры? _____

Сделайте вывод о характере среды в исследуемых растворах, а также о зависимости между кислотностью среды и величиной pH раствора. Сравните точность методов. Какие биологические жидкости взяты для анализа?

Вывод:

Занятие 13

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизу подвергаются как органические, так и неорганические вещества. В результате протекания реакции происходит изменение среды, она становится кислой, щелочной, с газом, с осадком. При взаимодействии вещества с водой в результате гидролиза образуются новые соединения, которые могут влиять на жизнедеятельность организма.

Лекарственные препараты подвергаются гидролизу, в результате чего происходит их разложение.

Иногда гидролиз необходим, например, для биотрансформации лекарственных средств, имеющих строение сложных эфиров или амидов. При гидролизе молекулы лекарственных средств распадаются на фрагменты — кислотные или спиртовые, которые могут проявлять фармакологическую активность.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ И ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СТЕПЕНЬ ИХ ГИДРОЛИЗА

Цель работы: ознакомиться с реакциями гидролиза солей и влиянием на процесс гидролиза различных факторов.

Реактивы и приборы: твердые соли: ацетат натрия (NaCH_3COO), карбонат натрия (Na_2CO_3), сульфат алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), хлорид олова (II) (SnCl_2), ацетат аммония ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$), хлорид калия (KCl); растворы: карбоната натрия (0,5 н); сульфита натрия (0,5 н); хлорида сурьмы (III) (0,5 н); хлороводородной кислоты (2 н); универсальная индикаторная бумага, фенолфталеин; спиртовки.

Ход работы

Задание 1. Изучение характера среды в растворах солей.

В пять пробирок на 1/3 их объема налить дистиллированную воду. Первую пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по 0,05 г (один микрошпатель) кристаллических солей: во вторую — карбонат натрия (Na_2CO_3), в третью — сульфат алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), в четвертую — ацетат аммония ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$), в пятую — хлорид калия (KCl). Содержимое пробирок перемешать до полного растворения кристаллов (стеклянные палочки не переносить из одного раствора в другой).

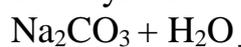
Используя универсальную индикаторную бумагу, определить реакцию среды (кислая, нейтральная или щелочная) и pH полученных растворов. Результаты записать в таблицу 3. По реакции среды сделайте вывод, какие из исследованных солей подвергаются гидролизу. Вывод подтвердите соответствующими молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций гидролиза этих солей (по всем ступеням).

Определение реакции среды в полученных растворах

Формула соединения	Окраска индикаторной бумаги	pH раствора	Реакция среды	Наличие гидролиза (да или нет)
H ₂ O				
Na ₂ CO ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
CH ₃ COONH ₄				
KCl				

Гидролиз карбоната натрия:

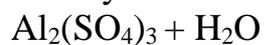
1-я ступень:



2-я ступень:

Гидролиз сульфата алюминия:

1-я ступень:



2-я ступень:

3-я ступень:

Гидролиз ацетата аммония:

Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза ацетата натрия.

На примере опыта сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

Задание 4. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.

В пробирку внести 2–3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и, определив индикаторной бумагой его pH, сделать вывод о наличии гидролиза. Постепенно, по каплям, добавлять воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы (III) SbOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$ вследствие отщепления воды.

Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида сурьмы (III) по первой и второй ступени и уравнение образования осадка хлорида оксосурьмы (III) SbOCl .

На примере опыта сделайте вывод о влиянии разбавления раствора на степень гидролиза соли.

Задание 5. Влияние изменения концентрации ионов водорода в растворе на степень гидролиз соли.

Внести в пробирку 8–10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II). Раствор перемешать стеклянной палочкой. Поскольку SnCl_2 растворим в воде, то образовавшийся белый осадок представляет собой основную соль олова SnOHCl — продукт гидролиза этой соли по первой ступени. Написать соответствующее молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза.

Как повлияет добавление к раствору H^+ -ионов? Проверьте свое заключение, добавив к осадку по каплям раствор соляной кислоты. Растворился ли осадок?

Вопросы для обсуждения:

1. Какова роль гидролиза в организме человека? _____

2. Каковы причины гидролиза лекарственных препаратов? _____

3. Как уменьшить гидролиз лекарственных средств? _____

4. Расположите растворы солей в порядке усиления их гидролиза по аниону:

сульфид натрия, $\text{pK}_{\text{a}2}(\text{H}_2\text{S}) = 13.0$

сульфит натрия, $\text{pK}_{\text{a}2}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 7.2$

нитрит натрия, $\text{pK}_{\text{a}}(\text{HNO}_2) = 3.29$

карбонат натрия, $\text{pK}_{\text{a}2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 10.33$

ацетат натрия, $\text{pK}_{\text{a}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.76$

Занятие 14

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: МЕТОДЫ ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ

Растворы как лекарственная форма, в которой применяются лекарственные препараты различного происхождения, являются одной из наиболее востребованных. В виде растворов используются лекарственные препараты для парентерального, офтальмологического, внутреннего, наружного применения.

Растворы, применяемые в фармацевтической практике, готовят различными способами — по массе, объему и массообъемным способом. Наиболее распространен последний способ, при котором растворяемое вещество берут по массе, а растворитель добавляют до получения, требуемого объема раствора. Объемный способ используется для изготовления растворов этанола различной крепости.

По массе обычно готовят растворы на вязких растворителях, таких как глицерин, масла растительные (при этом растворяемое вещество и растворитель берут в количествах по массе).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ИЗ ФИКСАНАЛА И ПО НАВЕСКЕ, ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ МЕТОДОМ РАЗБАВЛЕНИЯ

Задание 1. Приготовление раствора из фиксанала (демонстрационная работа выполняется преподавателем).

Цель работы: научиться готовить растворы, используя фиксаналы; получить навыки работы с весами и мерной посудой.

Приборы и оборудование: фиксаналы, воронка, бойки для вскрытия ампул, промывалки с дистиллированной H_2O , глазные пипетки.

Ход работы

Фиксанал представляет собой запаянную стеклянную ампулу, в которой содержится точное количество эквивалента вещества. На этикетке ампулы указана формула вещества и его количество эквивалента. Используя мерную колбу определенного объема и фиксанал, возможно приготовить раствор с точно известной концентрацией вещества.

Перед использованием фиксанала необходимо с ампулы снять этикетку и промыть ее наружную поверхность дистиллированной водой.

В мерную колбу указанного объема (обычно на 1000 мл) вставляют воронку, затем в воронку вставляют боек с утолщением. Ампулу слегка ударяют углублением об острие бойка, затем, не переворачивая ампулы, вторым бойком пробивается верхнее углубление ампулы, и дают содержимому полностью выйти. Не изменяя ее положения, ампулу тщательно промывают изнутри дистиллированной водой в количестве шестикратного объема ампулы. После растворения содержимого ампулы объем жидкости в колбе доводят до метки (последние порции воды — при помощи пипетки). Затем тщательно перемешивают раствор, переворачивая колбу вверх дном несколько раз.

В выводе укажите, используя фикснал, какого объема был приготовлен раствор, какого вещества и его концентрацию в растворе.

Задание 2. Приготовление раствора соляной кислоты заданной концентрации методом разбавления.

Цель работы: научиться готовить растворы путем разбавления, получить навыки работы с ареометрами, мерной посудой, растворами кислот; научиться выполнять расчеты концентрации вещества при разбавлении растворов.

Реактивы: соляная кислота с массовой долей HCl в интервале 10–20 %.

Приборы и оборудование: набор ареометров, справочная таблица «Плотность водных растворов кислот и щелочей», мерные колбы, градуированные пипетки, резиновые груши, аптечные пипетки.

Ход работы

Для быстрого определения плотности растворов используют специальные приспособления — ареометры. Ареометр представляет собой стеклянную ампулу, заполненную свинцовыми шариками, с узким отростком-трубкой, градуированной в единицах плотности. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину, при этом вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, и обратно пропорциональной их плотности.

Для измерения плотности раствора с помощью ареометра налейте раствор в сухой цилиндр на 2/3 его объема. Осторожно погружая в него поочередно ареометр, подберите такой из них, при котором уровень жидкости будет находиться в пределах его шкалы, при этом ареометр не должен касаться стенок цилиндра и дна. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает ее плотность в г/мл.

Ареометры, применяемые для определения плотности жидкостей тяжелее воды, имеют нуль вверху шкалы, а для жидкостей легче воды — внизу шкалы. После измерения ареометр аккуратно извлекают из раствора, промывают водопроводной водой, вытирают досуха фильтровальной бумагой и помещают в футляр.

Между плотностью раствора и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц. Измерение плотности раствора с помощью ареометра и последующее нахождение в таблице массовой доли растворенного вещества позволяет определить концентрацию в пределах точности $\pm 0,5$ %.

1. Определение плотности раствора с помощью ареометра.

Измерить плотность предложенного раствора соляной кислоты с помощью подходящего для данного раствора ареометра и найти в соответствующей таблице массовую долю HCl в растворе. Результаты записать и использовать в задании 2.

2. Приготовление определенного объема раствора HCl заданной концентрации путем разбавления концентрированного раствора (объем и концентрацию предлагает преподаватель).

I. Вычислить, сколько мл концентрированного раствора HCl необходимо взять, чтобы путем разбавления его водой в мерной колбе на 50 мл получить раствор с молярной концентрацией HCl ___ моль/л (объем мерной колбы равен объему разбавленного раствора).

Для расчетов воспользоваться данными, полученными в задании 1, а также формулой для перехода от массовой доли растворенного вещества к его молярной концентрации в растворе:

$$C_M(\text{моль/дм}^3) = \frac{n}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot \rho (\text{г/дм}^3)}{M \cdot m_{\text{р-ра}}} = \frac{1000 \cdot w \cdot \rho (\text{г/см}^3)}{M}. \quad (7)$$

Найдем молярную концентрацию исходного раствора:

Поскольку количество растворенного вещества при разбавлении раствора водой не изменяется, для нахождения объема концентрированного раствора HCl можно воспользоваться формулой разбавления:

$$C_{\text{конц}} V_{\text{конц}} = C_{\text{разб}} V_{\text{разб}}, \quad (8)$$

$V_{\text{конц}}$ _____ .

II. В мерную колбу заданного объема из промывалки налить дистиллированную воду примерно на $\frac{1}{4}$ ее объема. С помощью пипетки и груши отобрать из концентрированного раствора рассчитанный объем соляной кислоты и перенести в мерную колбу. Перемешать содержимое круговыми движениями. Добавляя дистиллированную воду, довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему краю мениска. При этом последние порции воды добавлять по каплям пипеткой. Плотно закрыть колбу пробкой, перемешать несколько раз полученный раствор, переворачивая колбу вверх дном.

Вопросы для обсуждения:

1. Какие бывают растворы в фармации? _____

2. Как готовят жидкие лекарственные формы? _____

3. Какие растворители могут быть использованы для приготовления и разведения лекарственных форм для инъекции? _____

4. Какие существуют способы приготовления растворов? _____

5. Какие растворы применяются в медицине? _____

В выводе укажите, каким методом был приготовлен раствор, а также объем и концентрацию полученного раствора.

Вывод:

Занятие 15

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО МЕТОДА АНАЛИЗА

Титрование — общий лабораторный метод количественного химического анализа, который используется для определения неизвестной концентрации известного реагента. Поскольку измерение объема является ключевым в титровании, его также называют объемным анализом.

Для количественного определения лекарственных веществ применяют такие титриметрические методы как алкалиметрия в водной, смешанной и неводной средах, ацидиметрия в неводной среде, комплексометрия, йодометрия.

В фармацевтической промышленности титрование может использоваться для анализа чистоты лекарств, определения эффективности или концентрации активных фармацевтических ингредиентов в лекарственных веществах, обеспечения качества таких продуктов, как фармацевтические препараты, мыло. При контроле качества, титрование представляет собой метод удаления примесей из образца путем избирательного взаимодействия с примесями. Преимущества этого метода: точность, производительность, автоматизированные расчеты.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА ЩАВЕЛЕВОЙ КИСЛОТЫ

Цель работы: научиться готовить раствор с заданной концентрацией вещества; научиться определять концентрацию вещества в растворе путем титрования.

Реактивы: р-р щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; титрант — 0,1 н раствор NaOH , индикатор — фенолфталеин.

Посуда: бюретка емкостью 25 мл, пипетка Мора объемом 10 мл, колбы для титрования (3 шт), воронки.

Ход выполнения работы

Определение щавелевой кислоты является примером титрования слабых кислот рабочим раствором щелочи (гидроксида натрия). Напишите уравнения реакции между щавелевой кислотой и щелочью (в молекулярном и ионном виде) и определите фактор эквивалентности щавелевой кислоты.

В точке эквивалентности получается раствор оксалат натрия. Эта соль подвергается гидролизу, напишите суммарное уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

В точке эквивалентности среда _____, потому что _____

Как известно, реакция нейтрализации не сопровождается видимыми изменениями. Поэтому для фиксирования точки эквивалентности приходится прибавлять к титруемому раствору подходящий индикатор. Достижение точки эквивалентности в реакциях кислотно-основного обмена сопровождается приобретением раствором определенного значения рН среды, то в качестве индикаторов в методах нейтрализации используют вещества, окраска которых меняется в зависимости от изменения величины рН раствора, в нашем случае берем фенолфталеин.

Небольшим количеством раствора щелочи 1–2 раза ополоснуть бюретку для удаления капель воды с ее стенок. Заполнить ее через воронку раствором щелочи до положения нижнего края мениска раствора выше нулевой отметки. Убедиться в отсутствии пузырьков воздуха внутри наконечника. Для его удаления нужно загнуть сливную трубку под углом и медленно пропускать щелочь, оттягивая стенки резинового шланга от стеклянного шарика. Пузырек воздуха выходит, и стеклянный наконечник заполняется раствором. При необходимости долить бюретку раствором выше нулевого деления и, медленно сливая щелочь, довести уровень жидкости до нулевой отметки.

Промыть дистиллированной водой три конической колбы, перенести в каждую из них пипеткой Мора по 10 мл анализируемого раствора щавелевой кислоты. В каждую колбу внести по 2–3 капли индикатора — фенолфталеина.

Коническую колбу с раствором кислоты поставить так, чтобы носик бюретки входил внутрь колбы, а шарик в резиновом шланге находился немного выше горла колбы. Приливать небольшими порциями раствор щелочи к раствору кислоты при непрерывном перемешивании раствора в колбе.

Титровать следует до того момента, когда добавление одной капли раствора щелочи вызывает устойчивую слабо-розовую окраску, не исчезающую в течение 30 с. Записать положение уровня раствора по нижнему краю мениска в бюретке с точностью до 0,05 мл.

5. Количественное определение неодикумарина проводится методом алкалиметрии. Какие свойства неодикумарина лежат в основе указанного метода анализа.

Вывод:

Занятие 16

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ: ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ

Многие биологические процессы связаны с растворением или образованием малорастворимых ионных соединений, преимущественно солей. Формирование неорганического вещества костной ткани, регуляция концентрации ионов кальция в плазме — типичные примеры гетерогенных процессов в живом организме. При некоторых острых отравлениях применяют реакции осаждения. Диагностику хронических отравлений проводят по результатам протекания реакций осаждения в определенных органах.

В организме человека гетерогенные равновесия могут играть и негативную роль: под воздействием неблагоприятных факторов в реальных средах организма может начаться образование твердой фазы — почечных камней, свидетельствующее о патологии.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ УСЛОВИЙ ОБРАЗОВАНИЯ И РАСТВОРЕНИЯ ОСАДКА В ГЕТЕРОГЕННЫХ СИСТЕМАХ

Цель работы: приобрести навыки получения гетерогенных систем «осадок – раствор» и провести экспериментальные исследования смещения равновесия в гетерогенных системах «осадок – раствор».

Реактивы и приборы: 2 М раствора HCl и CH₃COOH; градуированные конические пробирки; 0,01 М растворы CaCl₂, Na₂C₂O₄, Na₂SO₄, растворы KI, KCl, AgNO₃; (NH₄OH раствор аммиака); (NH₄)₂C₂O₄ – оксалат аммония.

Ход работы

Задание 1. Изучить условие образования осадка малорастворимого сильного электролита.

В 2 пробирки наливают по 2 мл раствора соли Ca²⁺ с концентрацией 0,01 моль/л. В одну из пробирок добавляют 2 мл раствора Na₂C₂O₄, в другую 2 мл раствора Na₂SO₄ (концентрация каждого из растворов 0,01 моль/л). Отмечают изменения, происходящие в пробирках и заносят в таблицу 6.

Таблица 6

Сравнение расчетных и экспериментальных результатов

Ион, конц. (моль/л)	Ион, конц. (моль/л)	Конц. ионов после смешивания	Произведение конц. ионов после смешивания	K_s^0	Наблюдения
Ca ²⁺ , 0,01	C ₂ O ₄ ²⁻ , 0,01			$2,3 \times 10^{-9}$	
Ca ²⁺ , 0,01	SO ₄ ²⁻ , 0,01			$2,35 \times 10^{-5}$	

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

Для того, чтобы понять, почему в пробирке № 2 не образуется осадок, сравните с термодинамической константой растворимости произведение активностей (а не концентраций) ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} . Для этого воспользуйтесь уравнением для расчета ионной силы в растворе и уравнением для расчета среднего коэффициента активности по ионной силе. Обратите внимание: при расчете величины ионной силы следует учитывать присутствие всех четырех типов ионов в конечном растворе (Ca^{2+} , Na^+ , SO_4^{2-} , Cl^-).

$I =$ _____

$-\lg f_{\pm} =$ _____

$f_{\pm} =$ _____

$a =$ _____

Активность ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} в растворе составляет _____ моль/л, а произведение активностей равно _____.

Сделайте вывод об условиях образования осадков малорастворимых сильных электролитов:

Задание 2. Изучить влияние конкурирующих равновесий на гетерогенное равновесие «осадок – раствор».

Опыт 1. Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования менее растворимого соединения (однотипные конкурирующие равновесия).

Константа растворимости AgI : $K_s^0(\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$

Константа растворимости AgCl : $K_s^0(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$

В пробирку наливают 2–3 капли раствора KCl и добавляют 2–3 капли раствора AgNO₃. Отмечают цвет осадка и записывают ионное уравнение гетерогенного равновесия. К полученному осадку AgCl добавляют несколько капель раствора KI до изменения цвета осадка. Отмечают цвет полученного осадка и записывают ионное уравнение второго гетерогенного равновесия.

В выводе объясняют причину смещения исходного гетерогенного равновесия в сторону образования осадка AgI на примере констант растворимости AgCl и AgI.

Опыт 2. Смещение гетерогенного равновесия за счет образования комплексных соединений (разнотипные конкурирующие равновесия).

$$K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] = 9,3 \cdot 10^{-10}.$$

В двух пробирках отдельно получают осадки хлорида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2–3 капли каждого реактива). Отмечают цвет осадков. Записывают соответствующие ионные уравнения реакций образования осадков галогенидов серебра.

К осадкам в каждую пробирку добавляют по 2–3 капли раствора аммиака. Размешивают содержимое пробирок стеклянной палочкой. Отмечают, осадок какого галогенида серебра практически не растворяется. Для соответствующего галогенида серебра записывают уравнение реакции растворения осадка в водном растворе аммиака, протекающего с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

В выводе объясняют причину растворения данного галогенида серебра в аммиаке. Сравнив численные значения констант растворимости хлорида и иодида серебра, объясняют, какой галогенид и почему практически нерастворим в аммиаке.

Опыт 3. Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования малодиссоциированной кислоты (разнотипные конкурирующие равновесия).

Константа диссоциации $K_{\text{дисс}}(\text{HCl}) = 1 \cdot 10^7$

Константа диссоциации $K_{\text{дисс}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Константа диссоциации $K_{\text{дисс}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,5 \cdot 10^{-2}$

В двух пробирках получают осадок оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония (по 2–3 капли каждого раствора). Запишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и молекулярно-ионном виде:

Добавляют в одну пробирку несколько капель 2 М раствора соляной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку столько же капель 2 М раствора уксусной кислоты. Отмечают наблюдаемое явление. Записывают молекулярные и молекулярно-ионные уравнения протекающих реакций и математическое выражение константы растворимости для CaC_2O_4 .

Концентрация какого иона влияет на растворение оксалата кальция в кислотах? Составляют математическое выражение константы диссоциации для щавелевой кислоты.

Вопросы для обсуждения:

1. Почему при нарушении обмена веществ в организме образуются оксалатные камни? _____

2. Какие внешние факторы приводят к развитию мочекаменной болезни?

3. Почему при инфекциях мочевых путей образуются конкременты? _____

4. Как влияет на растворимость хлорида свинца (II) присутствие в растворе:
а) хлорида натрия; б) нитрата калия?

5. Раствор хлорида натрия в этаноле находится в равновесии с твердой фазой NaCl. Какие изменения будут происходить в системе:

- а) при добавлении воды _____ ;
- б) при добавлении ацетона _____ ;
- в) при нагревании _____ ;
- г) при охлаждении _____ ?

Занятие 17

РЕАКЦИИ С ПЕРЕНОСОМ ЭЛЕКТРОНОВ — ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в медицинской практике. Деметгемоглобинизацию проводят с помощью восстановителей, например, тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Действие многих бактерицидных веществ (озон, хлор, хлорная известь) также основано на окислительно-восстановительных процессах. Для оказания экстренной помощи при отравлениях окислителями и восстановителями используются окислительно-восстановительные реакции. При попадании фосфора внутрь, желудок сразу промывается раствором перманганата калия, который окисляет фосфор в зависимости от условий.

Изменение окраски соединений марганца и их растворов в зависимости от его степени окисления приведены в таблице 7.

Таблица 7

Окраска соединений марганца в зависимости от степени его окисления

Степень окисления марганца	Форма существования в растворе или в осадке	Примеры соединений	Окраска раствора или осадка
+7	MnO_4^- (р-р)	KMnO_4 , NaMnO_4	Розово-фиолетовая
+6	MnO_4^{2-} (р-р)	K_2MnO_4 , Na_2MnO_4	Изумрудно-зеленая
+4	MnO_2 (осадок)	MnO_2 , $\text{MnO}(\text{OH})_2$	Бурая
+2	Mn^{+2} (р-р)	MnSO_4 , MnCl_2	Практич. бесцветная

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: изучить окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ и влияние различных факторов на ОВ реакции.

Оборудование: пробирки конические градуированные. Пробирки химические. Спиртовки. Фарфоровые чашки. Химические стаканы. Штативы. Стеклянные палочки. Держатели.

Реактивы: Кристаллический дихромат аммония. 0,5 н растворы сульфита натрия, серной кислоты, перманганата калия, дихромата калия, гидроксида калия, гидроксида натрия, иодида калия, серной кислоты (конц.), 3 % раствор пероксида водорода, 0,2 % раствор крахмала.

Ход работы

Задание 1. Изучить влияние кислотности среды на окислительную способность перманганата калия.

В каждую из трех пробирок налить 0,5н раствор KMnO_4 объемом $\sim 1 \text{ см}^3$. В первую из них добавить равный объем раствора 2н серной кислоты. Во вторую — такой же объем дистиллированной воды. В третью — такой же объем

Задание 2. Изучить окислительно-восстановительную двойственность пероксида водорода

Пероксид водорода в зависимости от того, с каким веществом и в каких условиях взаимодействует, может окисляться до простого вещества кислорода O_2 (O^0), восстанавливаться до воды H_2O (O^{-2}) или диспропорционировать с одновременным образованием указанных веществ. Стандартные ОВ потенциалы соответствующих полуреакций равны:



Опыт 1. *Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде.*

В пробирку налить раствор перманганата калия объемом $\sim 1 \text{ см}^3$ и добавить равный объем раствора серной кислоты. Затем в пробирку прилить такой же объем раствора пероксида водорода.

Записать наблюдаемые явления.

Используя данные таблицы 7 и значения стандартных ОВ потенциалов полуреакций с участием H_2O_2 , определить состав продуктов реакции и написать соответствующее уравнение реакции, указав окислитель и восстановитель. Рассчитайте стандартное значение ЭДС данной реакции.

Опыт 2. *Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде.*

В пробирку налить раствор иодида калия объемом $\sim 1 \text{ см}^3$ и добавить равный объем раствора серной кислоты. Затем в пробирку прилить такой же объем раствора пероксида водорода и добавить несколько капель раствора крахмала. Записать наблюдаемые явления.

Учитывая значения потенциалов полуреакций с участием H_2O_2 , а также опытные данные, определить состав продуктов взаимодействия и написать соответствующее уравнение реакции, указав окислитель и восстановитель. Рассчитайте стандартное значение ЭДС данного процесса.

В выводе объясните, почему пероксид водорода может проявлять и окислительные и восстановительные свойства, а также — с какими веществами данное соединение проявляет эти свойства.

Задание 3. Изучить внутримолекулярное окисление-восстановление на примере термического разложения дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ («Извержение вулкана»).

В фарфоровую чашку, находящуюся в вытяжном шкафу, насыпать небольшую горку кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В пламени спиртовки сильно нагреть конец стеклянной палочки, быстро поместить его в середину горки и держать до начала бурной реакции. Палочку убрать, а чашку накрыть большим химическим стаканом. Почему стенки стакана «запотели» в ходе разложения соли? Записать наблюдаемые явления.

Составить уравнение соответствующей реакции, учитывая, что одним из газообразных ее продуктов является простое вещество азот, а твердое вещество темно-зеленого цвета представляет собой оксид хрома (III). Укажите окислитель и восстановитель в данной реакции.

В выводе объясните, почему реакция термического разложения дихромата аммония представляет собой внутримолекулярное окисление-восстановление.

Задание 4. Изучить ОВ реакции диспропорционирования и конпропорционирования.

Опыт 1. *Диспропорционирование иода в щелочной среде.*

В пробирку налить раствор гидроксида натрия объемом $\sim 1 \text{ см}^3$ и нагреть ее в пламени спиртовки, не доводя раствор до кипения. В горячий раствор щелочи добавить равный объем раствора йода. Полученную смесь сохранить для следующего опыта.

Записать наблюдаемые явления.

Учитывая, что в ходе данного процесса йод одновременно восстанавливается до (I^-) и окисляется до (IO_3^-) , составить уравнение соответствующей реакции, указав окислитель и восстановитель. В выводе на примере йода объясните, какие вещества могут подвергаться диспропорционированию.

Опыт 2. *Конпропорционирование иодида натрия и иодата натрия в кислой среде.*

В раствор, полученный в предыдущем опыте, добавить равный объем раствора серной кислоты. Записать наблюдаемые явления. Чем обусловлено появление окраски?

Составить уравнение соответствующей ОВ реакции, указав окислитель и восстановитель.

В выводе объясните, какие вещества могут вступать в реакции конпропорционирования.

Вопросы для обсуждения:

1. Что является мерой восстановительной способности вещества? Приведите примеры наиболее часто встречающихся восстановителей. _____

2. Что является мерой окислительной способности вещества? Приведите примеры наиболее часто встречающихся окислителей. _____

3. По отношению к воде некоторых веществ ведут себя как окислители, а некоторые – как восстановители. Приведите по два примера таких веществ (в каждом случае простого и сложного вещества). Укажите возможные продукты таких реакций. _____

4. Приведите примеры редокс-процессов в живых системах, сопровождающихся изменением степени окисления d-элементов. _____

5. Приведите не менее двух примеров использования окислительно-восстановительных реакций для детоксикации. _____

6. Приведите не менее двух примеров токсического действия, основанного на окислительно-восстановительных реакциях. _____

Занятие 18
КОЛЛОКВИУМ «ХИМИЯ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ
И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ,
ПРОТЕКАЮЩИХ В РАСТВОРАХ»

ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

Учение о растворах

Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.

Растворы твердых веществ в жидкостях. Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри-Дальтона, И. М. Сеченова.

Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара раствора (закон Рауля), повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (кристаллизации) растворов.

Коллигативные свойства разбавленных растворов слабых и сильных электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа.

Осмоз и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.

Растворы слабых электролитов. Теория электролитической диссоциации. Применение закона действия масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (K_a). Ступенчатый характер ионизации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.

Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.

Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости K_s (произведение растворимости). Условия растворения и образования осадков.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель — рН; расчет рН растворов слабых и сильных кислот и оснований.

Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности (K_a) и основности (K_b). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. рН растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Константа гидролиза солей. Смещение равновесия протолитических реакций.

Амфотерные электролиты (амфолиты). Растворение амфотерных гидроксидов в сильных кислотах и основаниях.

Роль кислотно-основных взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов и при приготовлении лекарственных смесей. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

Реакции с переносом электронов — окислительно-восстановительные (ОВ) реакции

Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Л. В. Писаржевский). Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций по разности ОВ потенциалов.

Влияние среды (рН) и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Роль окислительно-восстановительных реакций в фармацевтическом анализе.

ОСНОВНЫЕ ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ

1. На титрование 10 мл KMnO_4 израсходовано 3,9 мл раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ с молярной концентрацией 1 моль/л. Вычислите молярную концентрацию KMnO_4 .

2. На нейтрализацию 100 мл раствора кислоты израсходовано 120 мл 0,2 н раствора щелочи. Определите нормальную концентрацию кислоты.

3. Сколько миллилитров 0,2 н раствора карбоната натрия нужно прибавить к 200 мл 0,1 М раствора нитрата бария, чтобы полностью осадить барий в виде карбоната бария?

4. На титрование раствора, содержащего 7,5 г технического $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ушло 244,5 мл раствора йода с молярной концентрацией эквивалента 0,1 н. Вычислите массовую долю $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в техническом образце.

5. Рассчитайте массу ионов железа в 100 мл раствора FeSO_4 , если на титрование 10 мл этого раствора в кислой среде было затрачено 4,2 мл раствора перманганата калия с нормальностью 0,05н.

6. Дигидрат щавелевой кислоты массой 0,126 г подвергли титрованию раствором гидроксида натрия (0,1 М). Какой объем гидроксида натрия пошел на титрование?

7. На титрование 9,2 мл 0,09234 М раствора азотной кислоты потребовалось 10 мл раствора гидроксида натрия. Сколько грамм гидроксида натрия содержится в 100 мл раствора?

8. На растворение 1,74 г гидроксида некоторого двухвалентного металла ушло 30 мл 2 н раствора соляной кислоты. Установите формулу гидроксида металла.

9. Каково давление насыщенного пара над раствором, приготовленного путем растворения 35 г сульфата натрия в 175 г воды при 25 °С. Давление насыщенного пара над водой при 25 °С равно 3,17 кПа.

10. Образец человеческого гормона массой 0,546 г растворили в 15 г бензола. Температура замерзания раствора понизилась на 0,24 °С. Определите молярную массу гормона, если криоскопическая константа для бензола равна 5,12 град · кг/моль.

11. Рассчитайте осмотическое давление в растворе масляной кислоты (C₃H₇COOH) при 25 °С. В растворе объемом 300 см³ содержится 2,5 г кислоты, ее pKa = 4,82.

12. При растворении 0,1 моль йода в 1 кг хлороформа температура кипения полученного раствора повысилась на 0,366 °С. Рассчитайте эбуллиоскопическую константу хлороформа.

13. Найдите нормальность 100 мл раствора KMnO₄, приготовленного из 0,1 г чистого перманганата калия с целью использования в перманганатометрии.

14. Найдите нормальность 200 мл раствора K₂Cr₂O₇, приготовленного из 0,1 г чистого дихромата калия с целью использования в дихроматометрии.

15. Используя $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, вычислите растворимость этой соли.

16. Определите константу растворимости сульфида меди (II), если известно, что растворимость этого соединения составляет $2,45 \cdot 10^{-19}$ моль/дм³.

17. Рассчитайте давление пара над раствором при 25 °С, приготовленного путем растворения 158 г сахарозы в 643,5 см³ воды. При 25 °С плотность воды равна 0,9971 г/см³, а давление насыщенного пара над водой равно 3,17 кПа. Молекулярная масса сахарозы равна 342,3 г/моль.

18. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 4,0 г нелетучего вещества в 1 дм³ раствора при 27 °С. Молярная масса вещества равна 40 г/моль.

19. Найдите массу Na₂SO₄ · 10H₂O, которая необходима для приготовления 400 мл раствора сульфата натрия с молярной концентрацией 0,04 моль/л.

20. Найдите массу Na₂CO₃ · 10H₂O, которая необходима для приготовления 200 мл раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,04 моль/л.

21. Сколько граммов Na₂B₄O₇ · 10H₂O следует взять для приготовления 400 мл 0,2 н раствора ($f_{\text{экв.}} = 1/2$)?

22. Сколько граммов H₂C₂O₄ · 2H₂O следует взять для приготовления 3000 мл 0,1000 н раствора ($f_{\text{экв.}} = 1/2$)?

23. Чему равна массовая доля (%) этанола в растворе, полученном путем добавления 30 мл C₂H₅OH (плотность 0,79 г/мл) к воде объемом 600 мл (плотность 1,00 г/мл)?

24. Чему равна молярная доля (%) этанола в растворе, полученном путем добавления 80 мл C₂H₅OH (плотность 0,79 г/мл) к воде объемом 300 мл (плотность 1,00 г/мл)?

25. Найдите объем раствора соляной кислоты (массовая доля HCl в нем равна 14 %, плотность раствора — 1,073 г/мл), который необходим для приготовления 300 мл разбавленного раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л (плотность раствора — 1,000 г/мл).

26. Чему равна молярная доля (%) аммиака в растворе, полученном путем растворения 15 г NH_3 в воде объемом 500 мл (плотность воды — 1,00 г/мл)?

27. Плотность 35%-ного (по массе) раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярность этого раствора.

28. Найдите объем раствора соляной кислоты (массовая доля HCl в нем равна 14 %, плотность раствора — 1,073 г/мл), который необходим для приготовления 300 мл разбавленного раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л (плотность раствора — 1,000 г/мл).

29. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения совместного гидролиза карбоната натрия и следующих солей: хлорид железа (III); сульфат алюминия.

30. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения совместного гидролиза карбоната натрия и следующих солей: нитрат хрома (III); сульфат меди (II).

31. Рассчитайте pH в растворе, образованном в результате добавления 0,5 мл 0,01 М раствора гидроксида натрия к чистой воде. Конечный объем раствора составил 700 мл.

32. Рассчитайте pH в растворе, образованном в результате добавления 0,5 мл 0,01 М раствора соляной кислоты к чистой воде. Конечный объем раствора составил 700 мл.

33. Найдите pH в растворе азотной кислоты с массовой долей HNO_3 0,4 %. Объем раствора равен 500 мл, плотность раствора — 1,0 г/мл, коэффициент активности равен 1.

34. Коэффициент активности серной кислоты в данном растворе равен 0,87. Найдите pH в 300 мл такого раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,002 %. Плотность раствора равна 1,0 г/мл.

35. Рассчитайте pH 0,00005 М раствора гидроксида кальция, считая, что фактор активности равен 1.

36. Рассчитайте pH 0,025М раствора уксусной кислоты. Степень ее диссоциации равна 0,75 %.

37. Рассчитайте pH 0,005 М раствора NH_4OH при температуре 300 К, если степень диссоциации гидроксида аммония равна 0,057.

38. pK_b гидроксида аммония (NH_4OH) равен 4,75. Найдите pH в растворе с массовой долей аммиака, равной 2 %. Плотность раствора равна 0,98 г/мл.

39. Рассчитайте ионную силу в растворе HCl с молярностью 0,0005 моль/кг.

40. Рассчитайте средний коэффициент активности ионов в растворе HCl с молярностью 0,0005 моль/кг.

41. Выпадет ли осадок AgCl при сливании равных объемов 0,001 М раствора AgNO_3 и 0,002М раствора NaCl ? $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

42. Выпадет ли осадок AgJ при сливании равных объемов насыщенного раствора AgCl и 0,002 М раствора KJ? $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $K_s^0(\text{AgJ}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$.

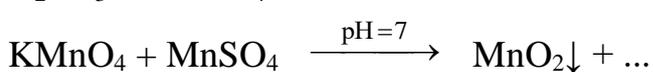
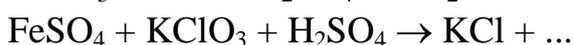
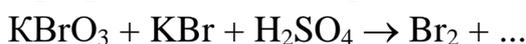
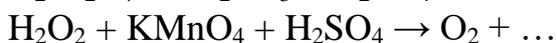
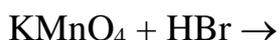
43. В 2,5 дм³ насыщенного раствора Ag₂CrO₄ содержится при некоторой температуре 0,0625 г соли. Вычислите константу растворимости Ag₂CrO₄. $M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 331,84$ г/моль.

44. Чему равна молярная доля (%) аммиака в растворе, полученном путем растворения 15 г NH₃ в воде объемом 500 мл (плотность воды — 1,00 г/мл)?

45. Плотность 35%-ного (по массе) раствора HNO₃ равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярность этого раствора.

46. Найдите объем раствора соляной кислоты (массовая доля HCl в нем равна 14 %, плотность раствора — 1,073 г/мл), который необходим для приготовления 300 мл разбавленного раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л (плотность раствора — 1,000 г/мл).

47. *Окислительно-восстановительные процессы. Указать эквивалент окислителя и восстановителя. Закончите окислительно-восстановительную реакцию и расставьте коэффициенты в ней методом электронно-ионного баланса (методом полуреакций):*



48. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соли Na₃PO₄. Какое значение pH ($\text{pH} \geq 7$, $\text{pH} \leq 7$) будет иметь раствор этой соли. На основании табличных данных вычислите константы гидролиза по всем ступеням и сделайте вывод о том, какая ступень гидролиза протекает в большей степени. Сравните значения pH по всем ступеням.

2 СЕМЕСТР

Занятие 1

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

Природная вода — сложная, непрерывно изменяющаяся система. В состав воды входят: неорганические соли, преимущественно в виде ионов, в том числе комплексных, органические вещества в форме молекул и ионов, соли в коллоидных и взвешенных состояниях, газы в виде молекул и гидратированных соединений, диспергированные примеси, бактерии и вирусы. Во взвешенном состоянии в природных водах содержатся глинистые, песчаные, гипсовые и известковые частицы, в коллоидном — различные вещества органического происхождения, кремниевая кислота, гидроксид железа (III), фульвокислоты, гуматы. Качество природных вод варьирует в зависимости от источника и степени загрязнения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. СОПОСТАВИТЕЛЬНЫЙ АНАЛИЗ ВОДЫ РАЗНОГО ПРОИСХОЖДЕНИЯ ПО РЯДУ ПОКАЗАТЕЛЕЙ

Цель работы: провести сопоставительный анализ химического состава дистиллированной, водопроводной и технической воды по ряду показателей (рН, качественная реакция на ионы Cl^- , Fe^{2+} и Fe^{3+}), а также знакомство с лабораторным производством дистиллированной воды.

Оборудование и реактивы: дистиллированная вода, водопроводная вода, техническая вода (имитация отходов фармпроизводства), универсальная индикаторная бумага, водные растворы AgNO_3 , KCNS , раствор 1,10-фенантролина, стеклянные пробирки.

Ход работы

Задание 1. Определение рН-воды.

I. Экскурсия: знакомство с лабораторным производством дистиллированной воды.

II. Лабораторная работа.

Оптимальный рН питьевой воды составляет от 7,0 до 8,0, а дистиллированной — от 5,4 до 6,6, в некоторых источниках (5,5–6,5), техническая вода может иметь любой рН.

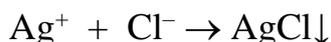
В стеклянные пробирки на 1/2 объема наливают тестируемую воду: в первую — дистиллированную, вторую — водопроводную, третью — техническую и с помощью универсальной индикаторной бумаги определяют рН. Результат записывают в таблицу 8.

Анализируемые показатели

Тестируемая вода	pH	Ионы Cl ⁻ наблюдение	Вывод	Ионы Fe ²⁺ наблюдение	Вывод	Ионы Fe ³⁺ наблюдение	Вывод
Дистиллированная							
Водопроводная							
Техническая							

Задание 2. Выявление ионов хлора (Cl⁻) с помощью AgNO₃.

Ионы хлора можно выявить с помощью AgNO₃. В присутствии Cl⁻ выпадает белый осадок AgCl. Данная реакция является качественной на хлорид-анионы.



Осадок выпадает, если произведение концентрации (ПК) ионов, образующих AgCl, больше K_s° , $K_s^\circ(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

В стеклянные пробирки на 1/3 объема наливают тестируемую воду: в первую — дистиллированную, во вторую — водопроводную, в третью — техническую, а затем в каждую капают по 2–3 капли раствора AgNO₃. Результаты наблюдения (выпадение осадка, помутнение, отсутствие изменений) заносят в таблицу 8. В выводе отметить, можно ли приготовить раствор AgNO₃, используя водопроводную и техническую воду, и почему.

Задание 3. Выявление ионов железа (Fe²⁺) с помощью 1,10-фенантролина.

1,10-фенантролин (*орто*-фенантролин, рис. 6) используется как аналитический реагент для качественного и количественного анализа иона Fe²⁺, что связано с образованием комплекса красного цвета [Fe(phen)₃]²⁺.

Предел обнаружения Fe²⁺ составляет 0,13–0,15 мкг/л.

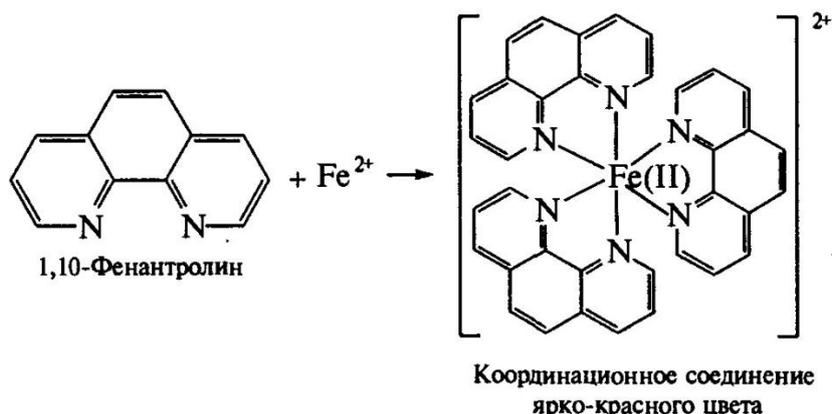


Рис. 6. Схема образования комплексного (координационного катиона)

В стеклянные пробирки на 1/3 объема наливают тестируемую воду: в первую — дистиллированную, во вторую — водопроводную, в третью — техническую, а затем в каждую добавляют 1–2 капли раствора 1,10-фенантролина. Результаты наблюдения (наличие окраски и ее интенсивность) заносят в таблицу 8.

Задание 4. Выявление ионов железа (Fe^{3+}) с помощью роданида железа (III).

Качественной реакцией на ионы трехвалентного железа (Fe^{3+}) является реакция с роданидом калия KSCN (тиоцианатом калия), при которой образуются растворимые соединения, окрашивающие раствор в кроваво-красный цвет. Интенсивность окраски раствора пропорциональна концентрации железа. Нижний предел обнаружения Fe^{3+} составляет 0,03 мг/л. При образовании комплексных соединений координационное число железа может изменяться от 1 до 6. Составьте уравнение соответствующей реакции:

В растворе всегда находится несколько соединений, наиболее часто образуются $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$. Соединения не очень устойчивые, предложите способ, как сместить равновесие вправо:

В стеклянные пробирки на 1/3 объема наливают тестируемую воду: в первую — дистиллированную, во вторую — водопроводную, в третью — техническую, а затем в каждую добавляют 1–3 капли раствора KSCN . Результаты наблюдения (наличие окраски и ее интенсивность) заносят в таблицу 1.

В общем выводе сделайте заключение о значениях рН в изученных образцах воды, а также о присутствии в образцах воды ионов Cl^- , Fe^{2+} и Fe^{3+} в количестве, достаточном для их выявления с помощью качественного анализа.

Вопросы для обсуждения:

1. Перечислите методы очистки питьевой воды: _____

2. Как очистить воду естественным путем? _____

3. Какой способ очистки самый эффективный? _____

4. Какой природный материал можно использовать для очистки воды?

5. Что можно добавить в воду для обеззараживания? _____

Вывод:

Занятие 2

ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ: ЭЛЕМЕНТЫ IA ГРУППЫ

Все ткани организма имеют определенное соотношение концентраций ионов калия и натрия. При этом натрий — это основной внеклеточный катион, а калий — внутриклеточный. Поэтому соотношение ионов натрия и калия обеспечивает постоянство осмотического давления крови и объем циркулирующей крови в организме. Катион натрия связывает большее количество молекул воды, чем катион калия. В результате работы калий-натриевого насоса катионы натрия выходят из клетки, а катионы калия попадают внутрь. Так как соотношение между ними равно 3 к 2, работа этого трансмембранного транспортера приводит к снижению осмотического давления внутри клетки.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ IA ГРУППЫ

Цель работы: ознакомиться с качественными реакциями на ионы K^+ и Na^+ , а также особенностями проведения этих реакций.

Реактивы: растворы KCl , $NaCl$, соляной кислоты, $NaOH$, гексанитрокобальтата (III) натрия, гексахлороплатината (IV) водорода, гидротартрата натрия, гексагидроксостибиата (V) калия.

Ход работы

Опыт 1. Реакция ионов K^+ с гексанитрокобальтатом (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$ (под тягой).

Поместите в пробирку 1–2 капли слегка подкисленного соляной кислотой раствора какой-либо соли калия, прибавьте 2 капли раствора гексанитрокобальтата (III) натрия и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает (укажите цвет осадка) _____
кристаллический осадок двойной соли гексанитрокобальтата (III) калия-натрия. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

В щелочной среде выпадает (укажите цвет осадка) _____
осадок $Co(OH)_3$, мешающий обнаружению иона. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

Опыт 2. Реакция ионов K^+ с гексахлороплатинатом (IV) водорода $H_2[PtCl_6]$.

Поместите в пробирку 1–2 капли раствора какой-либо соли калия, прибавьте 2 капли раствора гексахлороплатината (IV) водорода. При этом выпадает (укажите цвет осадка) _____ кристаллический осадок гексахлороплатината (IV) калия. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

Опыт 3. Реакция ионов K^+ с гидротартратом натрия $NaHC_4H_4O_6$.

Поместите в пробирку 2–3 капли раствора какой-либо соли калия, прибавьте 2 капли раствора гидротартрата натрия и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. Через некоторое время выпадает (укажите цвет осадка) _____ кристаллический осадок. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

Изучите отношение выпавшего осадка гидротартрата калия к действию минеральных кислот и щелочей. В сильноокислой среде осадок растворяется с выделением винной кислоты $H_2C_4H_4O_6$. В сильнощелочной среде происходит растворение осадка, сопровождающееся образованием средней соли $K_2C_4H_4O_6$. Запишите уравнения этих реакций:

Опыт 4. Реакция ионов Na^+ с гексагидроксостибнатом (V) калия $K[Sb(OH)_6]$.

Поместите в пробирку 2–3 капли концентрированного раствора какой-либо соли натрия, прибавьте к нему столько же раствора $K[Sb(OH)_6]$ и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает (укажите цвет осадка) _____ кристаллический осадок. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

Реакцию следует проводить в строго нейтральной среде при $pH = 7$. В сильно-щелочной среде осадок не образуется. В кислой среде из раствора выпадает осадок сурьмяной кислоты, который ошибочно может быть принят за осадок гексагидроксостибиата (V) натрия. Составьте уравнение протекающих реакций в молекулярном и ионном виде:

Сделайте вывод о способах обнаружения в лабораторных условиях ионов K^+ и Na^+ .

Вопросы для обсуждения:

1. Чему равна концентрация катионов калия и натрия в крови в норме?

2. Чем опасен низкий уровень ионов натрия в крови? _____

3. С помощью какого анализа можно выявить недостаток ионов калия внутри клеток? _____

4. Какой гормон регулирует концентрацию натрия в крови? _____

Вывод:

Занятие 3

ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ: ЭЛЕМЕНТЫ IIA ГРУППЫ

Наибольшую значимость для живых организмов имеют такие элементы IIA группы, как кальций и магний. На данный момент бериллий, барий и радий не считаются биогенными элементами. Можно только с уверенностью сказать, что все эти три элемента токсичны. Катионы бериллия и бария могут замещать катионы магния и кальция, а радий является радиоактивным элементом. Общая масса кальция в организме составляет примерно 2 % от всей массы тела. Соединения кальция служат основой костной и зубной ткани. Магний участвует более чем в 300 биохимических реакциях организма. В человеческом организме содержится 70 г магния, 60 % массы которого приходится на кости, а остальная масса распределена по мышцам и другим тканям. Радиоактивный стронций (как правило Sr-90) практически всегда негативно воздействует на организм. Откладываясь в костях, он облучает костную ткань и костный мозг, что ведет к риску заболеваний злокачественными опухолями костей. При этом катионы нерадиоактивных изотопов стронция в норме присутствуют в костной ткани, где замещают катионы кальция в соотношении 1 к 1000/2000.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ IIA ГРУППЫ

Цель работы: ознакомиться с качественными реакциями на ионы Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , а также с особенностями их проведения.

Реактивы: растворы $BaCl_2$, $CaCl_2$, $MgCl_2$, Na_2SO_4 , CH_3COOH , HCl , $K_2Cr_2O_7$, CH_3COONa , Na_2CO_3 , $(NH_4)_2C_2O_4$, NH_4OH , NH_4Cl .

Ход работы

Задание 1. Изучить качественные реакции на ионы магния Mg^{2+} .

Опыт 1. Реакция ионов Mg^{2+} с растворимыми карбонатами.

Соли магния с Na_2CO_3 или K_2CO_3 образуют (укажите цвет осадка) _____ осадок карбоната магния, легко гидролизующийся водой с образованием основного карбоната. Составьте молекулярные уравнения реакций получения осадка карбоната магния и уравнение его гидролиза:

Помещают в пробирку 2–3 капли раствора $MgCl_2$, прибавляют 2 капли раствора Na_2CO_3 . Составьте молекулярные уравнения реакций, учитывая, что в процессе реакции получается основная соль магния:

Полученный осадок основной соли магния растворим в кислотах и в избытке NH_4Cl . Что наблюдаете? Приведите молекулярные уравнения реакций:

Проверяют действие на осадок основного карбоната уксусной кислоты и хлорида аммония. В 2 пробирки с осадком по каплям прибавляем: в одну — хлорид аммония, в другую — уксусную кислоту. Что наблюдаем? Приведите молекулярные уравнения реакций:

Опыт 2. Реакция ионов Mg^{2+} с гидроксидом аммония NH_4OH .

Помещают в пробирку 2–3 капли раствора MgCl_2 , прибавляют 2 капли раствора NH_4OH . Что наблюдаем? Составьте уравнение в молекулярном и ионном виде:

Осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$ растворяется в кислотах, а также в растворах солей аммония, присутствие которых понижает рН раствора, закончите уравнение реакции:



При добавлении к растворам солей магния слабого основания NH_4OH осаждение $\text{Mg}(\text{OH})_2$ будет неполным, а в присутствии солей аммония осадок не выпадает совсем. Почему это происходит? Проверьте действие на осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$ хлорида аммония. Что наблюдаете? Дайте объяснение наблюдаемым явлениям:

Задание 2. Изучить качественные реакции на ионы кальция Ca^{2+} .

Опыт 1. Реакция ионов Ca^{2+} с растворимыми карбонатами.

Помещают в пробирку 2–3 капли раствора CaCl_2 , прибавляют 2 капли раствора Na_2CO_3 или K_2CO_3 . Запишите соответствующие молекулярные уравнения реакций и опишите внешние эффекты:

Опыт 2. Реакция ионов Ca^{2+} с оксалатом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Помещают в пробирку 1–2 капли раствора CaCl_2 и добавляют несколько капель раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

При этом из концентрированного раствора сразу, а из разбавленного постепенно выпадает белый мелкокристаллический осадок оксалата кальция. Укажите его состав и составьте уравнение в молекулярном и ионном виде:

Получив осадок оксалата кальция, изучают действие на него уксусной и соляной кислот. Запишите соответствующее уравнение реакции в молекулярном и ионном виде и укажите внешние эффекты.

Задание 3. Изучить качественные реакции на ионы бария Ba^{2+} .

Опыт 1. Реакция ионов Ba^{2+} с растворимыми в воде сульфатами.

В пробирку наливают 2–3 капли раствора BaCl_2 , прибавляют 2–3 капли раствора Na_2SO_4 . Что наблюдаете? Составьте уравнение в молекулярном и ионном виде:

Изучите действие на осадок BaSO_4 уксусной и соляной кислот и сделайте вывод:

Опыт 2. Реакция ионов Ba^{2+} с хроматом или дихроматом калия.

Помещают в пробирку 1–2 капли раствора BaCl_2 , прибавляют 2–3 капли раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и 2–3 капли раствора ацетата натрия CH_3COONa . Укажите формулу осадка, который выпадает. Составьте уравнения протекающей реакции в молекулярном и ионном виде. Укажите цвет осадка.

Для чего в систему добавляют ацетат натрия (*примечание* $\text{BaCrO}_4 \downarrow$ не растворим в уксусной кислоте):

Вопросы для обсуждения:

1. Почему стронций способен откладываться в костях? _____

2. В какой цвет окрашивают пламя горелки соли кальция и бария? _____

3. Почему в рентгенографии используют соль сульфата бария? _____

4. Почему в аптеках продаются комплексы магния с витамином B_6 ? _____

Занятие 4 ЭЛЕМЕНТЫ IIIВ–VIВ ГРУПП

Хром — один из биогенных элементов, так как он входит в состав тканей растений и животных. У животных хром участвует в обмене липидов, белков, углеводов. Снижение содержания хрома в пище приводит к уменьшению скорости роста, к увеличению содержания холестерина в крови.

Соединения хрома в степени окисления +6 высокотоксичны за счет того, что являются сильными окислителями. По этой же причине хроматы и дихроматы относят к классу канцерогенов. Обращаться с ними в лаборатории следует с особой осторожностью, поскольку они часто вызывают дерматоз.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ IIIВ–VIВ ГРУПП

Цель работы: ознакомиться с кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами соединений хрома.

Реактивы: растворы солей — $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , KI , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, крахмала.

Растворы: NaOH (2 н.) и H_2SO_4 (2 н.), H_2O_2 (3 %).

Ход работы

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

В двух пробирках получают малорастворимый гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (3–4 капли) с 2 М раствором NaOH (1–2 капли).

Испытывают отношение $\text{Cr}(\text{OH})_3$ к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавляют в одну пробирку по каплям 2 н. раствор H_2SO_4 , в другую — 2 н. раствор щелочи NaOH до растворения осадка.

Записывают уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

Делают вывод о кислотном-основном характере $\text{Cr}(\text{OH})_3$. (Раствор, содержащий $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, сохраняют для опыта 3!!!).

Опыт 2. Совместный гидролиз сульфата хрома и карбоната натрия.

К 2–3 каплям раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ прибавляют по каплям Na_2CO_3 до образования осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отмечают выделение газа.

Написать молекулярное и молекулярно-ионное уравнения реакций:

Почему не получился карбонат хрома (III)? Какая форма гидролиза $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ имела место в данной реакции?

Опыт 3. Восстановительные свойства солей хрома (III).

К полученному в опыте 1 раствору гексагидрохромата (IV) натрия добавляют 1–2 капли щелочи NaOH и 3–5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 . Нагревают смесь до перехода зеленой окраски в желтую. Почему произошло изменение окраски?

Написать уравнение реакции окисления $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ в Na_2CrO_4 электронно-ионным методом:

Сделайте вывод о восстановительных свойствах солей хрома (III):

Опыт 4. Окислительные свойства соединений хрома (VI).

К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (4–5 капель) добавляют 3–4 капли раствора иодида калия KI. Отмечают изменение окраски. Доказывают с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5–6 каплями крахмала вносят одну каплю полученного в опыте раствора.

Составляют уравнение реакции электронно-ионным методом. Сделайте вывод об окислительных свойствах соединений хрома (IV).

Опыт 5. Хроматы и дихроматы.

а) переход хромата калия в дихромат

К раствору хромата калия K_2CrO_4 (3–4 капли) прибавляют по каплям 2 н. раствор серной кислоты. Отмечают окраску взятого и полученного растворов, указывают, какими ионами эти окраски обуславливаются.

Написать молекулярное уравнение реакции:

б) переход дихромата калия в хромат

К раствору дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (3–4 капли) прибавляют по каплям раствор щелочи NaOH до изменения окраски. Указать цвет раствора до и после реакции.

Написать молекулярное уравнение реакции. Сделайте вывод о свойствах хроматов и дихроматов в кислой и щелочной среде:

Занятие 5 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VIB

Марганец — жизненно необходимый элемент. Содержание марганца в крови находится в пределах 0,0015–0,004 мкг/мл. Катионы Mn^{2+} в норме выступают в качестве ко-факторов для многих металлоферментов. При недостатке марганца наблюдается хрупкость костей, мышечные судороги, частые простуды. Избыток марганца в организме опасен тем, что катионы Mn^{2+} способны вытеснять катионы Mg^{2+} из активных центров ферментов.

В медицинской практике марганцовку (перманганат калия) используют в виде водных растворов (0,1–5 %). Небольшие концентрации обладают антимикробным, дезодорирующим, вяжущим действием, нейтрализуют некоторые яды и примеси. На этом основано лечение пищевых токсикоинфекций и отравлений. Но не следует забывать, что перманганат калия — агрессивное средство. Работая с ним, нельзя пренебрегать аккуратностью: следует пользоваться стеклянной или фарфоровой посудой, защищать руки и одежду.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ VIB ГРУППЫ

Цель работы: ознакомиться с кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами соединений марганца.

Вещества и оборудование: пробирки, стеклянные палочки, микрошпатели. Оксид марганца (IV), сульфат марганца (II), хлорид марганца (II), универсальная индикаторная бумага.

Растворы: соляной кислоты (0,1 М), серной кислоты (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М), уксусной кислоты (0,1 М), сульфата марганца (0,5 М), хлорида марганца (0,5 М), перманганата калия (0,1 М), сульфита натрия (0,5 М), гидроксида натрия (0,1 М), нитрита натрия (0,5 М), сульфата железа (II) или соли Мора.

Ход работы

Опыт 1. Качественная реакция на ионы Mn^{2+} .

В пробирку помещают раствор соли марганца (II) и (5–6 капель) раствора азотной кислоты. Добавляют с помощью микрошпателя немного висмутата натрия $NaBiO_3$. Отмечают появление красно-фиолетовой окраски раствора вследствие образования перманганат-ионов MnO_4^{2-} . Расставляют коэффициенты в ОВ-реакции, протекающей по схеме:

В молекулярном виде:

В ионном виде:

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида марганца (II).

В пробирку вносят раствор соли марганца (II) и добавляют раствор гидроксида натрия. Выпадает слабо-розовый или почти бесцветный осадок. Полученный осадок переносят в две пробирки. В одну пробирку добавляют раствор соляной кислоты, в другую — раствор гидроксида натрия. Осадок легко растворяется в кислотах. Образуется бесцветный раствор. Напишите уравнения реакций.

При добавлении щелочи и энергичном помешивании стеклянной палочкой гидроксид марганца (II) неустойчив и быстро окисляется кислородом воздуха, т. е. белый студенистый осадок быстро становится бурым, а потом черно-бурым. Изменение белого цвета осадка на воздухе объясняется тем, что сначала образуется метагидроксид марганца (III), а затем оксид марганца (IV). Составьте уравнения протекающих реакций.

Расставляют коэффициенты в схемах описанных реакций:

Опыт 3. Окислительные свойства оксида марганца (IV).

В пробирку помещают 2 микрошпателя оксида марганца MnO_2 (IV), приливают растворы серной кислоты и сульфата железа (II) $FeSO_4$ (можно взять раствор соли Мора). Реакция протекает по схеме:

Следует иметь в виду, что с разбавленными кислотами MnO_2 не реагирует. Отмечают окраску раствора после реакции.

Опыт 4. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от pH среды.

В три пробирки вносят 3–4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . В одну пробирку добавляют раствор серной кислоты, во вторую — воду, в третью — раствор щелочи. Затем в каждую пробирку добавляют одинаковое число капель (5–6 капель) раствора нитрита натрия или калия (NaNO_2 или KNO_2). Отмечают изменение окраски растворов и расставляют коэффициенты в схемах происходящих ОВ-реакций. Вместо нитрита натрия можно использовать сульфит натрия (Na_2SO_3).

Опыт 5. Реакция диспропорционирования манганата калия K_2MnO_4 .

В пробирку с раствором манганата калия, полученном в опыте 4, вносят 3 капли разбавленного раствора уксусной кислоты. Наблюдают изменение окраски раствора с (укажите цвет) _____ до (укажите цвет) _____ и выпадение (укажите цвет) _____ осадка (укажите вещество) _____. Расставляют коэффициенты в схеме реакции диспропорционирования манганата.

В молекулярном виде:

В ионном виде:

Опыт 6. Гидролиз солей марганца (II).

Вносят несколько кристаллов солей хлорида или сульфата марганца в пробирку с дистиллированной водой. Отмечают изменение окраски универсальной индикаторной бумажки, опущенной в раствор. Составляют уравнение реакции гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

Сделайте вывод о качественной реакции на Mn^{+2} свойствах оксида $Mn(II)$, окислительных свойствах оксида $Mn(IV)$ и окислительных свойствах $Mn(VII)$ в разных средах.

Вопросы для обсуждения:

1. На каких свойствах перманганата калия основано его использование в методе перманганатометрии? _____

2. Почему в аптеках ограничена продажа марганцовки? _____

3. В каких случаях пьют разбавленный раствор марганцовки? _____

4. Можно ли использовать марганцовку для борьбы с коронавирусной инфекцией? _____

Занятие 6 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VIIIВ

Железо — неотъемлемый компонент гемоглобина, который непосредственно связывает кислород, таким образом снабжая им весь организм. Железо участвует в работе I–III комплексов дыхательной цепи митохондрий, выступая в качестве переносчика электронов в составе железо-серных кластеров. Без железа невозможны многие процессы организма, в том числе энергетический обмен и репарация ДНК. В организме взрослого человека 4–5 г железа, которое поступает в организм в двух состояниях: Fe^{2+} и Fe^{3+} . Fe^{2+} или гемовое железо содержится только в пище животного происхождения (мясо, печень) и усваивается организмом практически полностью. Большая часть дневного рациона питания составляет негемовое (Fe^{3+}), которое содержится в растительной пище. Из 5–10 мг этого железа (растительного происхождения) усваивается 1–2 мг.

Мешает усвоению железа кофе или чай, так как там содержится кофеин, который образует нерастворимые комплексы с железом и выводится через почки. А вот витамин С, наоборот, улучшает усвоение железа из растительных продуктов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ VIIIВ ГРУППЫ

Цель работы: получение и изучение свойств соединений железа, кобальта и никеля.

Растворы и оборудование: пробирки, микрошпатели. Бромная вода или бром. Соль Мора. Растворы: сульфата железа (II) (0,1 М), хлорида железа (III) (0,1 М), роданида калия (0,1М), перманганата калия (0,1 М), сульфата кобальта (II) (0,1 М), сульфата никеля (II) (0,1 М), гексацианоферрата (II) калия (0,1 М), гексацианоферрата (III) калия (0,1 М), гидроксида натрия или калия (0,1 М), серной кислоты (0,1 М), азотной (0,1 М), йодида калия (0,1 М). Универсальная индикаторная бумага.

Ход работы

Опыт 1. Качественная реакция на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

а) действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия.

К раствору сульфата железа (II) или к раствору соли Мора приливают по каплям раствор гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — (укажите тривиальное название данной соли) _____ . Гексацианофат (III) калия окисляет Fe^{2+} в Fe^{3+} .

Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

Образовавшиеся ионы Fe^{3+} образуют с анионами гексацианоферрата (II) новый комплексный анион:

Полученное соединение $\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]$ носит название (укажите) «_____» из-за (укажите цвет) _____ цвета.

Реакцию проводят в кислой среде для подавления гидролиза солей железа. Осадок разлагается щелочами.

В общем виде уравнение реакции обнаружения ионов Fe^{2+} записывают так:
Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

б) действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия.

К раствору хлорида железа (III) приливают раствор гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — (укажите тривиальное название данной соли) _____. Образуется темно-синий осадок гексацианоферрата (II) железа (III) («берлинская лазурь»), который, по данным рентгеноструктурного анализа, идентичен «турнбулевой сини»:

Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

в) действие на соли железа (III) роданида аммония или роданида калия.

К раствору хлорида железа (III) приливают раствор роданида аммония (калия). Полученный раствор имеет кроваво-красный цвет из-за образования роданида железа. Уравнение реакции:

Сделать вывод о способах образования ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} :

Опыт 2. Образование гидроксидов железа (II) и железа (III)

а) к раствору соли железа (II) добавляют по каплям раствор NaOH или KOH до образования осадка $Fe(OH)_2$. Окраска осадка с течением времени изменяется до _____, а затем образуется красно-бурый осадок _____. Составьте уравнение реакции, укажите состав осадка:

б) к раствору соли железа (III) добавляют раствор NaOH или KOH по каплям до образования красно-бурого осадка, который представляет собой метагидроксид состава $FeO(OH)$. Гидроксид железа $Fe(OH)_3$ неизвестен, хотя для простоты изложения материала формула $Fe(OH)_3$ широко используется в элементарном курсе химии. Уравнение реакции:

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II).

а) в раствор перманганата калия, подкисленного разбавленной серной кислотой, приливают свежеприготовленный раствор соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. Для приготовления этого раствора помещают в пробирку 2 микрошпателя порошка соли Мора и растворяют ее в 4–5 каплях воды. Красно-фиолетовая окраска перманганата калия исчезает. Расставляют коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:

В полученном растворе определяют ион Fe^{3+} качественной реакцией с тиоцианатом аммония NH_4SCN или с тиоцианатом калия $KSCN$. Записывают уравнения реакций:

б) к раствору соли Мора, подкисленного серной кислотой, приливают раствор пероксида водорода. Реакция протекает по схеме:

Расставляют коэффициенты в схеме уравнения реакции. В полученном растворе определяют ион Fe^{3+} как в предыдущем опыте. Записывают уравнения реакций:

Опыт 4. Окислительные свойства соединений железа (III).

К 3–4 каплям раствора FeCl_3 добавляют 1–2 капли йодида калия KI . Наблюдается выделение йода и раствор окрашивается в бурый цвет. Реакция протекает по схеме:

Расставляют коэффициенты в схеме реакции.

Опыт 5. Гидролиз солей железа.

а) гидролиз солей железа (II). С помощью лакмусовой бумажки проверяют рН водного раствора соли сульфата железа (II). Записывают уравнение реакции гидролиза сульфата железа (II) по 2 ступеням.

б) гидролиз солей железа (III). С помощью лакмусовой бумажки проверяют рН водного раствора хлорида железа (III). Записывают уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) по 3 ступеням.

Опыт 6. Получение ферратов и их свойства.

а) в пробирку вносят 10–15 капель концентрированного раствора гидроксида калия или натрия, добавляют 4–5 капель раствора хлорида железа (III) и 1–2 капли брома. Пробирку *осторожно* нагревают в вытяжном шкафу. Появляется рыжевато-красный цвет раствора, характерный для ферратов. Записывают схему реакции и расставляют коэффициенты:

К полученной смеси приливают воду и разделяют раствор на две пробирки.

б) к раствору феррата щелочного металла добавляют раствор хлорида бария. Выпадает красно-бурый осадок феррата бария по уравнению реакции:

в) к раствору феррата щелочного металла добавляют раствор серной кислоты (0,1 моль/л). Наблюдают выделение газа. Записывают схемы реакций и расставляют коэффициенты (на 1 стадии протекает гидролиз ферратат железа):

Опыт 7. Образование гидроксидов кобальта (II) и кобальта (III).

К раствору соли кобальта (II) добавляют раствор гидроксида калия или натрия. Наблюдают выпадение осадка цвета основной соли CoOHCl или $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. При добавлении избытка щелочи синий осадок переходит в осадок гидроксида кобальта (II) _____ цвета. Записывают уравнения реакций:

К полученному розовому осадку добавляют несколько капель пероксида водорода и наблюдают образование коричнево-бурого осадка метагидроксида кобальта (III). Записывают уравнение реакции:

Вопросы для обсуждения:

1. В состав каких белков входит железо? _____

2. Какие продукты выводят железо из организма? _____

3. Какие соединения железа используют при лечении гипосидероза (малокровия)? _____

Занятие 7 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ ІВ

Cu^{2+} — важнейший катион, входящий в состав многих ферментов. Он принимает активное участие в метаболизме железа, формировании соединительной ткани, выработке энергии на клеточном уровне, в синтезе меланина (пигмента, не только отвечающего за цвет кожи, но и за устойчивость нервной системы к стрессу). В организме этот элемент находится в двух формах: Cu^{2+} и Cu^{1+} . Однако, большая часть — в форме Cu^{2+} . Возможность меди легко отдавать электроны объясняет ее важность в ОВ процессах и поглощении свободных радикалов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ ІВ ГРУППЫ

Цель работы: изучить некоторые химические свойства элементов ІВ группы и их соединений.

Оборудование: пробирки, пипетки, спиртовка.

Реактивы: медь (стружка). Растворы: крахмала; азотной кислоты (2 н.; раствор с плотностью 1,4 г/см³); серной кислоты (2 н.; раствор с плотностью 1,84 г/см³); хлороводородной кислоты (2 н.; раствор с плотностью 1,19 г/см³); едкого натра или кали (2 н.); аммиака (2 н.; 25%-ный); сульфата меди (ІІ) (0,5 н.; 0,1 н.); иодида калия (0,5 н.); тиосульфата натрия (0,5 н.); сульфита натрия (0,5 н.), нитрата серебра (0,1 н.); хлорида калия (0,5 н.); бромида калия (0,5 н.); хромата калия (0,5 н.).

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие меди с разбавленными и концентрированными кислотами.

В три пробирки помещают по кусочку меди и прибавляют по 5–6 капель 2 н. растворов кислот: в первую — хлороводородной, во вторую — серной, в третью — азотной. Окрасился ли раствор в пробирках в сине-голубой цвет, характерный для иона Cu^{2+} ?

Проделывают аналогичный опыт с концентрированными кислотами — хлороводородной (плотность 1,19 г/см³), серной (плотность 1,84 г/см³) и азотной (плотность 1,4 г/см³) без нагревания и при нагревании (*осторожно!*). С какими кислотами взаимодействует медь?

При написании уравнения реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой, считать, что азотная кислота восстанавливается до NO. Почему медь не взаимодействует с хлороводородной кислотой и с разбавленной серной кислотой? Напишите уравнение протекающей реакции:

Написать уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированными кислотами, считая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается медью до диоксида азота, а серная — до диоксида серы:

Опыт 2. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств.

а) получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании.

Вносят в пробирку 3–4 капли раствора сульфата меди (II) и 2 н. раствора щелочи. Отмечают цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Напишите уравнение протекающей реакции:

Осторожно нагревают пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Напишите уравнение протекающей реакции:

б) отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам

Получают в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавляют в одну пробирку 5–6 капель 2 н. раствора серной кислоты, в другую — столько же 2 н. раствора щелочи.

В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)? Напишите уравнения протекающих реакций:

Опыт 3. Получение иодида меди (I).

Вносят в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия (0,5 н.). Отмечают образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Напишите уравнение протекающей реакции:

Доказывают с помощью раствора крахмала, что желто-коричневая окраска обусловлена выделением свободного йода. Напишите уравнение протекающей реакции:

Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, переводят в бесцветный ион. С этой целью прибавляют в пробирку по каплям раствор сульфита натрия (0,5 н.) до исчезновения желтой окраски. *Осадок сохраняют для опыта 4а.*

Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнение реакции и расставить коэффициенты электронно-ионным методом:

Опыт 4. Комплексные соединения меди.

а) получение комплексного тиосульфата меди (I)

В пробирку с осадком иодида меди (I), полученным в опыте 3, прибавляют несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдают полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I).

Записывают уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $S_2O_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, а координационное число Cu^+ равно 2.

Указать цвет раствора _____

б) получение амминокомплекса меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2–3 капли) прибавляют по каплям 2 н. раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(CuOH)_2SO_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака.

Отмечают окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, полученного после растворения осадка.

Записывают уравнения реакций:

1. Взаимодействия сульфата меди (II) с раствором аммиака с образованием основного сульфата меди (II):

Как изменится цвет раствора? _____

2. Растворения основного сульфата меди (II) в избытке аммиака с одновременным образованием комплексной соли и комплексного основания меди (II), учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно 4:

указать цвет раствора до и после реакции _____ .

Какие ионы обуславливают окраску раствора, содержащего амминокомплексы меди? _____

Какое основание сильнее: гидроксид меди (II) или гидроксид тетрааммин-меди (II)? _____

Опыт 5. Получение оксида серебра (I).

В пробирку с раствором нитрата серебра (3–4 капли) приливают несколько капель 2 н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Осадок Ag_2O сохраняют для опыта 6(б). Написать уравнение реакции:

Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании этого опыта? _____

Опыт 6. Малорастворимые и комплексные соединения серебра.

а) получение аммиокомплексов серебра (I)

В четыре пробирки вносят по 2 капли раствора нитрата серебра. В одну пробирку добавляют 2 капли хлорида калия (0,5 н.), во вторую — бромида калия (0,5 н.), в третью — иодида калия (0,1 н.), в четвертую — хромата калия K_2CrO_4 (0,5 н.). Написать уравнения реакций, отмечая цвет выпавших осадков:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

Добавляют во все четыре пробирки по 3 капли 25%-ного раствора аммиака. Растворение некоторых солей серебра в аммиаке происходит с образованием комплексных соединений (координационное число Ag^+ -иона равно 2). Написать уравнения реакций. Осадки каких веществ практически полностью растворились в аммиаке?

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

Одинаково ли активно идет взаимодействие хлорида, бромида и иодида серебра с аммиаком?

На основании наблюдений и значений произведений растворимости галогенидов серебра объясните различие их растворимости в аммиаке:

$$K_s (AgCl\downarrow) = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s (AgBr\downarrow) = 6,0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_s (AgI\downarrow) = 1,1 \cdot 10^{-16}$$

$$K_s (Ag_2CrO_4\downarrow) = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

б) получение комплексного основания серебра (I)

К осадку оксида серебра, полученному в опыте 5, прибавляют по каплям 2 н. раствор аммиака. Наблюдают растворение осадка вследствие образования растворимого комплексного основания серебра.

Записывают уравнение протекающей реакции:

Укажите цвет раствора? _____

Вопросы для обсуждения:

1. Почему соединения меди нельзя принимать вместе с соединениями цинка? _____

2. Какие особенности взаимодействия соединений меди и железа? _____

3. Какова роль серебра в организме? _____

4. Какие болезни лечат препаратами коллоидного серебра? _____

Занятие 8 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ ПБ

Из всех элементов ПБ группы наибольшую биологическую значимость имеет цинк. Это уникальный микроэлемент, который входит в состав активных центров ферментов различных классов, т. е. катализирует реакции гидролиза, ОВР, реакции переноса групп, реакции конденсации и изомеризации. Цинк входит в состав карбоангидразы, катализирующей обратимую реакцию $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$. В отсутствие фермента эта реакция протекает со скоростью, не обеспечивающей физиологических потребностей организма.

Эссенциальность кадмия остается под вопросом. Если его эссенциальность и будет когда-либо доказана, при сложившейся ситуации кадмиевый дефицит для живых организмов вряд ли возникнет, так как для биосферы в целом характерно кадмийизбыточное состояние. Кадмий наряду со свинцом и ртутью входит в тройку наиболее опасных элементов-токсикантов. Ртуть и ее соединения токсичны для всех организмов, т.к. блокируют многие ферментные системы, связывая такие функциональные группы, как $-\text{NH}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{SH}$.

Токсичный эффект ртути зависит от типа поступающих в организм веществ (металлическая ртуть, неорганические соединения, органические соединения), путей их поступления и дозы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ ПБ ГРУППЫ

Цель работы: изучить некоторые химические свойства элементов подгруппы цинка и их соединений.

Оборудование: пробирки, пипетки, спиртовка.

Реактивы: цинк (пыль и гранулированный); лакмус (нейтральный раствор); сульфат цинка; сульфат кадмия. Растворы: серной кислоты (2 н.; концентрированная кислота с плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$); хлороводородной кислоты (1 н.); едкого натра (2 н.); аммиака (2 н.); сульфата кадмия (2 н.); сульфата цинка (2 н.); сульфида аммония (насыщенный); перманганата калия (0,1 М); дихромата калия (0,1 М).

Ход работы

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Наливают в пробирку 4–5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавляют 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогревают. То же проделывают с концентрированной серной кислотой (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и по запаху определяют выделение сернистого газа.

Описывают наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагирует с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и другом случае? Составьте уравнения протекающих процессов:

Опыт 2. Восстановительные свойства цинка.

Кусочки цинка опускают в две пробирки, содержащие соответственно подкисленные серной кислотой растворы перманганата калия KMnO_4 и дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Происходит изменение окраски растворов за счет восстановления ионов.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравняйте их электронно-ионным методом:

Опыт 3. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства.

Наливают в две пробирки по 3–4 капли раствора соли цинка, а в две другие — столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавляют по каплям 2 н. раствор едкой щелочи до появления белых студенистых осадков. Запишите уравнения протекающих реакций (две реакции):

Испытывают отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия?

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, указывая изменения в окраске растворов после реакции:

1. $Zn(OH)_2 + (\text{кислота})$ _____

2. $Zn(OH)_2 + (\text{щелочь})$ _____

3. $Cd(OH)_2 + (\text{кислота})$ _____

4. $Cd(OH)_2 + (\text{щелочь})$ _____

Опыт 4. Сульфиды цинка и кадмия.

В две пробирки, в одной из которых содержится 3–4 капли раствора соли цинка, а в другой — столько же раствора соли кадмия, добавляют по 2–3 капли насыщенного раствора сульфида аммония. Запишите уравнения протекающих реакций и укажите цвет образовавшихся осадков:

Добавляют в каждую пробирку по одной капле 1 н. хлороводородной кислоты. Запишите уравнения протекающих реакций, указывая изменения в окраске растворов после реакции:

Какой из сульфидов более растворим в кислоте?

Используя значения произведений растворимости (K_s), объясняют различную растворимость сульфидов цинка и кадмия в кислоте:

$$K_s(ZnS) = 1,6 \cdot 10^{-24}$$

$$K_s(CdS) = 7,9 \cdot 10^{-27}$$

Опыт 5. Гидролиз солей цинка и кадмия.

Помещают в одну пробирку несколько кристалликов соли цинка, в другую — столько же соли кадмия и растворяют их в 1–2 каплях воды. Добавляют в каждую пробирку по 2–3 капли раствора лакмуса и слегка подогревают. В третью пробирку наливают 2–3 капли раствора лакмуса и 1–2 капли воды и сравнивают цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов. Запишите в молекулярной и ионной форме уравнения протекающих процессов с указанием изменения окраски лакмуса:

Опыт 6. Комплексные соединения цинка и кадмия.

Помещают в пробирку 1 каплю раствора соли цинка и добавляют 2 капли 2 н. раствора аммиака. Осадок какого вещества образовался? Напишите уравнение протекающей реакции:

К полученному осадку приливают по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Запишите уравнение реакции, считая, что характерным координационным числом иона комплексообразователя является 4. Укажите название образовавшегося комплексного соединения.

Записывают уравнение диссоциации полученного комплексного соединения и комплексного иона (по ступеням), а также выражение константы нестойкости.

Как ведет себя $\text{Cd}(\text{OH})_2$ в щелочи и в аммиаке?

Вопросы для обсуждения:

1. Какие признаки нехватки цинка в организме известны? _____

2. Как используется ртуть в медицине и, в частности, в фармации? _____

3. Чем кадмий опасен для человека? _____

4. В каких медпрепаратах содержится цинк? _____

Занятие 9

КОЛЛОКВИУМ «ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА S- И D-ЭЛЕМЕНТОВ»

ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

Общая характеристика s-элементов. Элементы IA-IIA групп.

Общая характеристика s-элементов IA группы. Особенности положения в ПСЭ, их физические и химические свойства. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды.

Водород и его реакционная способность: взаимодействие с кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями. Ион водорода, ион гидроксония, ион аммония.

Общая характеристика s-элементов IIA группы. Изменение свойств элементов IIA группы в сравнении с IA. Характеристики катионов M^+ и M^{2+} . Ионы M^+ и M^{2+} в водных растворах, энергия гидратации ионов. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.

Жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с кислородом: образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов и их восстановительные свойства.

Биологическая роль s-элементов в минеральном балансе организма. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90). Ядовитость бериллия. Применение соединений лития, натрия, калия в медицине и в фармации. Применение соединений магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

Общая характеристика d-элементов. Элементы IIIB-VIB групп.

Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов ПСЭ.

Элементы IIIB группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIIA; f-элементы как аналоги d-элементов IIIB группы, сходство

и отличие на примере церия. Применение церия (IV) сульфата в количественном анализе.

Общая характеристика элементов VIB группы. Хром, его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром (II), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений. Хром (III), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Соединения хрома (VI): оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристики; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (например, спиртов). Пероксосоединения хрома (VI). Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим степеням окисления на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома. Биологическое значение d-элементов VI группы. Применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации.

Элементы группы VIIВ

Общая характеристика элементов VIIВ группы. Марганец. Химические свойства, способность к комплексообразованию (карбонилы марганца). Марганец (II) и марганец (III): КО и ОВ характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Марганец (IV) оксид, кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства.

Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе. Соединения марганца (VII): оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Применения калия перманганата как антисептического средства и в фармации.

Элементы группы VIIIВ

Общая характеристика элементов VIIIВ группы. Деление элементов VIIIВ группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо, химические свойства, способность к комплексообразованию. Общая характеристика элементов семейства платины.

Соединения железа (II) и железа (III): КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию, Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоционат-ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Применение железосодержащих препаратов в медицине и фармации. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Кобальт и никель. Химические свойства. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы, кофермент-B12. Применение соединений кобальта в медицине и фармации.

Элементы группы IV

Общая характеристика элементов IV группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди(I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Медьсодержащие ферменты. Применение соединений меди в медицине и фармации.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Применение соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе.

Золото. Соединения золота(I) и золота (III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Применение в медицине золота и его соединений.

Элементы группы IVB

Общая характеристика элементов IVB группы. Цинк, химические свойства. КО и ОВ характеристики соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Цинксодержащие ферменты. Применение в медицине и фармации соединений цинка.

Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Химизм токсического действия соединений кадмия. Ртуть. Отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой.

Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Применение соединений ртути в фармации.

Занятие 10

ЭЛЕМЕНТЫ IIIА ГРУППЫ

Алюминий в организме играет важную физиологическую роль, участвует в образовании фосфатных и белковых комплексов, процессах регенерации костной, соединительной и эпителиальной тканей. В организме человека присутствует примерно 30–50 мг алюминия. При длительном вдыхании паров алюминия развивается заболевание алюминоз, основные признаки которого: прогрессирующая одышка, кашель, тяжесть в грудной клетке. Избыток алюминия тормозит синтез гемоглобина.

В организме взрослого человека содержится около 20 мг бора, большая часть которого находится в скелете, а остальное — в мягких тканях, включая щитовидную железу и зубы. Ежедневная норма потребления для нормальной жизнедеятельности составляет 1–3 мг. Концентрацию бора в организме обычно измеряют в моче, а отклонения могут указывать на дефицит или интоксикацию, а также на проблемы с почками и другими органами.

Биологическая роль галлия и индия не выявлена, теллур очень токсичен, он подавляет активность ферментов и, подобно ионам калия, способен накапливаться в эритроцитах.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ IIIА ГРУППЫ

Цель работы: ознакомиться с реакциями элементов III А группы и влиянием различных факторов на эти реакции.

Оборудование и реактивы: пробирки, штатив, стеклянная палочка, фарфоровая палочка. Борная кислота, хлорид натрия, иодид калия, нитрат серебра, хлорид алюминия, сульфат алюминия. Растворы: буры (насыщенный), борной кислоты, серной кислоты (0,5 М, $\rho = 1,48 \text{ г/см}^3$) аммиака (0,1 М), этилового спирта, лакмуса (нейтральный раствор), нитрата серебра, сульфата меди, сульфид аммония, гидроксида натрия.

Ход работы

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты.

В пробирку с 5–6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести 2–3 капли разбавленной серной кислоты (потирают стеклянной палочкой стенке пробирки для образования центров кристаллизации). Отмечают быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. Запишите уравнение протекающей реакции:

Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Записывают формулу этой кислоты _____

Опыт 2. Получение и горение борноэтилового эфира.

Несколько кристаллов борной кислоты поместить в фарфоровую чашку, добавить 2–3 капли концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) и 10–15 капель этилового спирта. размешать смесь стеклянной палочкой, поджечь содержимое. Обращают внимание на цвет пламени эфира.



Опыт 3. Получение малорастворимых боратов.

В три пробирки внести по 3–4 капли насыщенного раствора Na₂B₄O₇ и добавить по несколько капель растворов: в первую — нитрата серебра, во вторую — сульфата меди, в третью — сульфата алюминия. Отметить цвет выпавших осадков.



Выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке _____, во второй — основную соль меди _____, в третьей пробирке — _____. Укажите название осадков.

Опыт 4. Гидроксид алюминия, его получение и свойства.

В две пробирки внести по 2–3 капли раствора соли алюминия и по 2–3 капли 2 н. раствора едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. Напишите уравнения протекающих реакций:

В одну пробирку к полученному осадку прибавить 3–5 капель 2 н. раствора соляной кислоты, в другую — столько же 2 н. раствора едкого натра. Что происходит в обоих случаях? Напишите уравнения протекающих реакций с указанием названия полученных соединений алюминия:

Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия. Напишите уравнения протекающих реакций:

Опыт 5. Гидролиз солей алюминия.

а) в две пробирки с нейтральным раствором лакмуса внести по 2 кристалла: в первую пробирку — хлорида алюминия, во вторую — сульфата алюминия.

Встряхнуть пробирки до растворения солей. Отметить, как изменилась окраска лакмуса и объяснить причину этого изменения. Растворы разбавить водой.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции гидролиза каждой соли (по стадиям):

б) в пробирку с раствором сульфата алюминия прилить раствор сульфида аммония. Отметить выпадение осадка и выделение сероводорода.

Напишите уравнение протекающей реакции:

Слить жидкость над осадком, осадок промыть водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленную соляную кислоту, к другой — раствор гидроксида натрия. Что происходит?

Напишите уравнения протекающих реакций:

Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать?

Почему гидролиз в данном случае протекает до конца?

Вопросы для обсуждения:

1. Чем полезен алюминий для организма? _____

2. Какие свойства борной кислоты позволяют использовать ее как антисептическое средство? _____

3. Назовите лекарственные препараты на основе алюминия и области их применения. _____

4. На чем основано фармакологическое действие солей алюминия? _____

Занятие 11

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ IVA: СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА

Углерод — основа органических веществ (белков, нуклеиновых кислот, углеводов и жиров). Это важнейший биогенный элемент, составляющий основу жизни на Земле. Углерод, водород и кислород составляют 98 % от общей массы организмов. Наиболее известные неорганические соединения углерода, которые используются в медицине, — углекислый газ и некоторые соли угольной кислоты.

CO₂ — малотоксичный газ, он участвует во многих метаболических процессах: регулирует работу дыхательного и сосудодвигательного центра, возбудимость нервной системы, активность многих ферментов и гормонов, отвечает за электролитический состав крови.

Если в помещении повышенный уровень CO₂, то в крови появляется его избыток, повышается кислотность крови (снижается pH), что приводит к респираторному ацидозу.

При повышении кислотности желудочного сока и язвенной болезни, как антацидное средство используют гидрокарбонат натрия. Для стимуляции дыхания во время наркоза используют карбоген (смесь: 7 % CO₂ и 93 % O₂).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ УГЛЕРОДА

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства углерода и его соединений.

Оборудование и реактивы: спиртовка, раствор фуксина, активированный уголь, твердые соли — Na₂CO₃, NaHCO₃, 0,1 н растворы Na₂CO₃ и NaHCO₃, р-р HCl (ρ = 1,19 г/см³), р-р фенолфталеина.

Ход работы

Опыт 1. Адсорбция углем красящих веществ из раствора.

В пробирку на 1/2 наливают раствор фуксина. Насыпают в эту же пробирку 1 г (2 ложечки) активированного угля. Взбалтывают, дают раствору отстояться 20 минут. Опишите и объясните наблюдения:

Делают вывод об адсорбционных свойствах угля.

Напишите уравнение протекающей реакции:

Опыт 2. Гидролиз солей угольной кислоты.

В две пробирки, на 1/2 наполненные растворами солей NaHCO_3 и Na_2CO_3 соответственно, добавляют по 2 капли раствора фенолфталеина. Опишите наблюдения:

Запишите реакции гидролиза солей по всем ступеням:

Сравните константы гидролиза солей, отвечая на вопрос: какая соль в большей степени подвергается гидролизу, NaHCO_3 или Na_2CO_3 ?

Делают вывод о способности к гидролизу солей угольной кислоты (карбонатов и гидрокарбонатов) и реакции среды:

Опыт 3. Качественная реакция на соли угольной кислоты (CO_3^{2-} и HCO_3^-).

Карбонаты и гидрокарбонаты разлагаются при действии сильных кислот. Чаще всего используют соляную кислоту. При этом происходит «пузырение» твердых солей, сопровождающееся характерным шипением, или «вскипание» (обильное выделение пузырьков газа), если реакция происходит в растворе, что обусловлено выделением CO_2 . Эта реакция является качественной на соли угольной кислоты.

А. В две пробирки насыпают по 2 шпателя твердых солей NaHCO_3 и Na_2CO_3 соответственно, добавляют по 3–4 капли 0,1 н раствора HCl . Описывают наблюдения. Запишите уравнения реакций взаимодействия NaHCO_3 и Na_2CO_3 с соляной кислотой в молекулярной и ионно-молекулярной формах:

Б. В две пробирки наливают 5 капель раствора солей NaHCO_3 и Na_2CO_3 соответственно, добавляют по 3–4 капли 0,1 н. раствора HCl . Описывают наблюдения.

Делают вывод о способе выявления ионов CO_3^{2-} и HCO_3^- .

Опыт 4. Качественная реакция на CO_2 . Рассмотреть теоретически!

Подтвердить выделение CO_2 можно в реакции с известковой или баритовой водой, пропустив через них выделяемый газ. Выпадает осадок CaCO_3 и BaCO_3 соответственно. Пропускать CO_2 следует небольшими порциями при малом потоке газа, так как при длительном пропускании газа или его сильном потоке осадок быстро растворяется. Напишите полное молекулярное уравнение, полное уравнение в ионной форме и в сокращенном виде реакции CO_2 с известковой водой, в ходе которой образуется осадок CaCO_3 . Сделайте вывод о качественной реакции на CO_2 :

Опыт 5. Изучение взаимодействия NaHCO_3 и Na_2CO_3 с CaCl_2 .

В две пробирки, наливают 3–4 капли растворов солей NaHCO_3 и Na_2CO_3 соответственно, затем приливают 2–3 капли раствора CaCl_2 , встряхивают. Регистрируют образование осадка в одной из пробирок. Запишите уравнения реакций в полной молекулярной форме и сокращенном ионном виде:

Делают вывод о качественной реакции, с помощью которой можно различить гидрокарбонат и карбонат.

Опыт 6. Получение нерастворимых солей угольной кислоты.

В пробирку наливают 5 капель раствора растворимой соли угольной кислоты (Na_2CO_3) и добавляют 2–3 капли раствора BaCl_2 , содержимое пробирку перемешивают. Регистрируют выпадение осадка. Запишите уравнение реакции в полной молекулярной форме и сокращенном ионном виде:

Делают вывод о получении нерастворимых солей угольной кислоты.

Вопросы для обсуждения:

1. Почему переизбыток кислорода и недостаток углекислого газа приводят к кислородному голоданию? _____

2. Что такое гиперкапния? _____

3. Что означает понятие «синдром больного здания»? _____

4. К чему приводит повышенное содержание CO_2 в организме и как называется такое состояние? _____

5. Зачем в хирургии используют уколы с CO_2 ? _____

Занятие 12

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ IVA: СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ И ЭЛЕМЕНТОВ СЕМЕЙСТВА ГЕРМАНИЯ

Кремний — второй по распространенности элемент земной коры (12 % SiO_2). Кремний является эссенциальным элементом. В организме человека он участвует в формировании хрящей, костной и соединительной ткани. Избыточное потребление кремния с пищей и водой может вызвать мочекаменную болезнь. Если углерод является важным элементом растительного и животного мира, то кремний — господствует в царстве минералов и горных пород. По содержанию в организме (10^{-3} %) его относят к примесным микроэлементам. С нарушением обмена кремния в организме связывают возникновение гипертонии, ревматизма, язвы, малокровия.

Олово и свинец — тяжелые токсичные металлы. В организм они попадают через воздух, почву и потребительские товары. Основным источником — это продукты питания. Германий, олово и свинец — микроэлементы. Соединения германия малотоксичны, свинец способен проникать в организм и накапливаться в нем, особенно в костной ткани. Свинец и его соединения могут вызвать серьезные проблемы со здоровьем, включая поражение нервной системы, почек и кроветворения, даже при низких дозах потребления. Предел допустимой концентрации (ПДК) свинца составляет $0,03 \text{ мг/дм}^3$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ КРЕМНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА

Цель работы: экспериментально изучить химические свойства соединений кремния, олова и свинца.

Оборудование и реактивы: металлы в гранулах — Zn, Sn, Pb; растворы солей — Na_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KI, SnCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2CO_3 , NaCl, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, 2 н. раствор NaOH; кислоты — HCl (2 н. и конц. $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), H_2SO_4 (2 н. и конц. $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), HNO_3 (2 н. и конц. $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$); бромная вода — $\text{Br}_2(\text{H}_2\text{O})$; стакан с холодной водой.

Ход работы

Опыт 1. Получение кремниевой кислоты.

В пробирку на 1/2 наливают раствор силиката натрия Na_2SiO_3 . Добавляют 6–7 капель концентрированного раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Интенсивно перемешивают стеклянной палочкой. Опишите наблюдения, запишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения получения кремниевой кислоты:

Объясните условность формулы H_2SiO_3 :

Опыт 2. Изучение амфотерных свойств $\text{Pb}(\text{OH})_2$

В 2 микропробирки наливают раствор соли ацетата свинца (II). В обе пробирки по каплям прибавляют раствор NaOH до выпадения осадка. Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной форме и сокращенном ионном виде:

В первую пробирку с осадком добавляют избыток раствора NaOH , а во вторую — раствор HNO_3 . Опишите наблюдения. Запишите уравнения в молекулярной форме и сокращенном ионном виде соответствующих химических реакций:

Опыт 3. Выполняется демонстрационно! Получение малорастворимой соли PbI_2 .

В пробирку на $2/3$ ее объема наливают раствор ацетата свинца (II). Добавляют несколько капель раствора иодида калия, до выпадения осадка. Отмечают цвет осадка. Опишите наблюдения. Запишите уравнения в молекулярной форме и сокращенном ионном виде соответствующей химической реакции:

Нагревают пробирку (добавив немного раствора CH_3COOH) до растворения выпавшего осадка. Затем пробирку опускают в стакан с холодной водой. Опишите наблюдаемое явление «Золотой дождь» и дайте ему объяснение:

Опыт 4. Получение металлического олова.

В раствор хлорида олова (II) опускают маленький кусочек цинка. Опишите наблюдения. Запишите уравнения в молекулярной форме и сокращенном ионном виде соответствующей химической реакции:

Возможна ли аналогичная реакция, если цинк заменить железом?

В выводе отмечают, какими металлами олово может вытесняться в растворе из своих солей:

Опыт 5. Выполняется демонстрационно! Взаимодействие олова с кислотами.

В отдельных пробирках на металлическое олово (гранулы) воздействуют:

- | | |
|--|---|
| а) 2н HCl; | г) разб. HNO ₃ ; |
| б) 2н H ₂ SO ₄ ; | д) конц. HNO ₃ (пл. 1,4 г/см ³). |
| в) конц. H ₂ SO ₄ (пл. 1,84 г/см ³). | |

Запишите уравнения реакций (в молекулярной форме и сокращенном ионном виде), отмечая наблюдения в каждом случае:

а) _____

б) _____

в) _____

г) _____

д) _____

Сделайте вывод о взаимодействии металлического олова с минеральными кислотами:

Опыт 6. Восстановительные свойства иона Sn^{2+} .

В пробирку вносят раствор SnCl_2 и по каплям приливают бромную воду. Запишите уравнения реакций (в молекулярной форме и сокращенном ионном виде), отмечая наблюдения:

Раствор SnCl_2 подкисляют раствором HCl и по каплям добавляют раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Запишите уравнения реакций (в молекулярной форме и сокращенном ионном виде), отмечая наблюдения:

Объясните наблюдения:

Опыт 7. Получение металлического свинца.

В раствор $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ опускают цинковые гранулы. Запишите уравнения реакций (в молекулярной форме и сокращенном ионном виде), отмечая наблюдения:

Объясните наблюдения:

В выводе укажите, какими металлами свинец может вытесняться в растворе из своих солей:

Опыт 8. Выполняется демонстрационно! Отношение свинца к кислотам.

В отдельных пробирках на металлический свинец(гранулы) при нагревании воздействуют:

а) 2н HCl;

г) разб. HNO₃;

б) 2н H₂SO₄;

д) конц. HNO₃ (пл. 1,4 г/см³).

в) конц. H₂SO₄ (пл. 1,84 г/см³).

Запишите уравнения практически осуществимых реакций (в молекулярной форме и сокращенном ионном виде), отмечая наблюдения в каждом случае:

а) _____

б) _____

в) _____

г) _____

д) _____

Сделайте вывод о взаимодействии металлического свинца с минеральными кислотами:

Опыт 9. Получение малорастворимых солей свинца (II).

В отдельных пробирках получают хлорид (а), хромат (б), сульфид (в) и основной карбонат (г) свинца (II) обменной реакцией между Pb(NO₃)₂ и соответствующей растворимой солью. Запишите реакции в молекулярной форме и сокращенном ионном виде, отмечая цвет полученных осадков:

а) _____

б) _____

в) _____

г) _____

Опыт 10. (Рассмотреть теоретически)! Доказать разную степень окисления свинца в сурике (Pb_3O_4 или $2PbO \cdot PbO_2$).

Чтобы убедиться в том, что Pb_3O_4 содержит Pb^{2+} и Pb^{4+} , растворяют Pb_3O_4 в азотной кислоте. Запишите реакции в молекулярной форме и сокращенном ионном виде, отмечая цвет полученного осадка:

Какое это вещество? _____

Осадок прокаливают, отмечают изменение цвета _____

Какое это вещество? _____

Затем надосадочный раствор переливают в другую пробирку и добавляют к нему хромат калия (K_2CrO_4). Запишите реакции в молекулярной форме и сокращенном ионном виде, отмечая наблюдения:

Сделать вывод об экспериментальном подтверждении содержания Pb^{2+} и Pb^{4+} в Pb_3O_4 :

Вопросы для обсуждения:

1. Какое ядовитое соединение свинца древние римляне использовали как «свинцовый сахар» и считали его прекрасным подсластителем? _____

2. Что такое этилированный бензин и какое влияние на организм оказывает использование его в моторном топливе? _____

3. Где накапливается свинец в организме человека и как он влияет на процессы кроветворения _____

4. Какой препарат выводит тяжелые металлы из организма? _____

Занятие 13

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VA: СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА И ФОСФОРА

В организме человека содержится 3,1 % азота, 0,95 % фосфора, 0,1 % мышьяка. Азот в организме человека жизненно важен, так как входит в состав белковых молекул, нуклеиновых кислот, а также участвует в транспортировке кислорода гемоглобином. Особую роль играет оксид азота II (NO), который является сигнальной молекулой, регулирует кровяное давление, расширяет сосуды и улучшает кровоток. Дефицит оксида азота II может привести к проблемам с сердечно-сосудистой системой, а избыток азотосодержащих веществ (нитратов и нитритов) из продуктов питания может быть токсичен.

Фосфор в организме человека выполняет множество важнейших функций: входит в состав костей и зубов, входит в состав АТФ, ДНК и РНК, фосфолипидов клеточных мембран, участвует в регуляции кислотно-щелочного баланса, в работе мышц и нервной системы. Около 85 % фосфора находится в костях и зубах, остальные 15 % распределены по всему организму. Недостаток или избыток фосфора, часто связанный с заболеваниями почек, может привести к серьезным последствиям для здоровья.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА

Цель работы: изучить химические свойства соединений азота и фосфора.

Реактивы: р-р NH_4Cl , AgNO_3 , BaCl_2 , NaOH , KMnO_4 , NH_4OH , KI , NaH_2PO_4 , NaNO_3 , NaNO_2 (насыщ.), H_2SO_4 (2 н р-р, конц.), Na_3PO_4 (кристалл.), NaH_2PO_4 (кристалл.), NH_4NO_3 (кристалл.), $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (кристалл.), дифениламин, универсальная индикаторная бумага, нейтральный раствор лакмуса, стеклянные палочки, спиртовка.

Ход работы

Опыт 1. Качественная реакция на NH_4^+ -ион.

В пробирку внести 2–3 капли раствора NH_4Cl и добавить столько же 2 н. раствора едкого натра (или едкого кали). Над отверстием пробирки подержать влажную универсальную индикаторную бумажку. По запаху и по изменению цвета индикаторной бумажки убедиться в выделении аммиака и образовании OH^- -иона.

Напишите уравнения реакции в молекулярной форме и в сокращенном ионном виде:

Сделать вывод о качественной реакции на ионы NH_4^+ :

Опыт 2. Гидролиз солей аммония.

В две пробирки налить по 5–6 капель нейтрального раствора лакмуса. В каждую из пробирок отдельно добавить по 2–3 микрошпателя кристаллов нитрата аммония и ацетата аммония. Каждый раствор перемешать чистой стеклянной палочкой.

Напишите в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций гидролиза, отмечая изменение окраски лакмуса в каждом случае:

Сделать вывод о гидролизе солей аммония и характере среды:

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака.

В пробирку внести 3–4 капли раствора перманганата калия. Добавить 3–5 капель раствора аммиака. Раствор слегка подогреть до изменения окраски.

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в этом случае аммиак в основном окисляется до молекулярного азота, а KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 . Отметьте изменение окраски раствора и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом:

Сделайте вывод о восстановительных свойствах аммиака и конечном продукте его окисления:

Опыт 4. Оксид азота (III) и соли азотистой кислоты.

А) Получение оксида азота (III) и его разложение.

Внести в пробирку 3–4 капли насыщенного раствора нитрита натрия, добавить две капли 2 н. раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски N_2O_3 , который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объясните образование над раствором бурого газа:

Напишите уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающего с образованием N_2O_3 , и распада образовавшегося оксида N_2O_3 (реакция диспропорционирования):

Сделайте вывод о способе получения N_2O_3 и его устойчивости в н.у.:

Б) Восстановительные и окислительные свойства нитритов.

В две пробирки внести по 3–4 капли: в первую — иодида калия, во вторую — перманганата калия. В пробирки добавить по 2–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита натрия.

Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты электронно-ионным методом. Отметьте изменение окраски растворов в каждом случае:

Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах нитритов:

Опыт 5. (Опыт проводится демонстрационно!) Реакция обнаружения нитрат-ионов (NO_3^-).

Раствор дифениламина (C_6H_5)₂NH в концентрированной серной кислоте дает с нитрат-ионом интенсивное окрашивание вследствие окисления дифениламина образующейся азотной кислотой (протекающая реакция представлена на рис. 7).

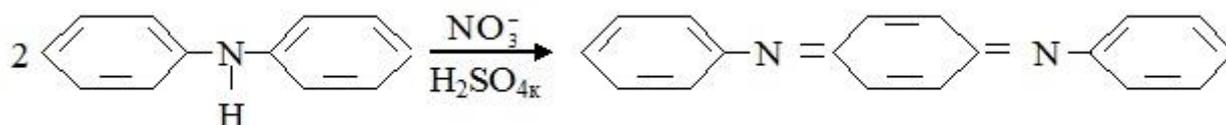


Рис. 7. Окисление дифениламина

В пробирку налить 3–4 капли раствора NaNO_3 и добавить 2–3 капли раствора дифениламина в концентрированной серной кислоте.

Укажите происходящие изменения:

Сделайте вывод о качественной реакции на нитрат-ионы:

Опыт 6. Гидролиз соединений фосфора

Гидролиз ортофосфата и дигидрофосфата натрия

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5–6 капель растворов лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить на кончике микрошпателя кристаллы фосфата натрия Na_3PO_4 , в третью — столько же кристаллов дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 . Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного

растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке:

- 1) лакмус: _____ ;
- 2) Na_3PO_4 : _____ ;
- 3) NaH_2PO_4 : _____ .

На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия?

Написать уравнение первой степени гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной форме:

Напишите уравнение гидролиза дигидрофосфата натрия в молекулярной и ионной форме:

Напишите уравнение диссоциации фосфорной кислоты по первой и третьей степеням:

- I. _____ $K_{\text{дис. I}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,9 \cdot 10^{-3}$
- III. _____ $K_{\text{дис. III}}(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,5 \cdot 10^{-12}$

Кислотность раствора NaH_2PO_4 обусловлена тем, что из двух одновременно протекающих реакций: гидролиз по аниону H_2PO_4^- и диссоциация аниона H_2PO_4^- приоритетной является диссоциация аниона, потому что (сравните константы диссоциации) _____

Сделать вывод об особенностях гидролиза ортофосфата и дигидрофосфата, а также о характере среды:

Опыт 7. (Рассмотреть теоретически!) Получение ортофосфорной кислоты.

Выполнение работы. Внести в пробирку небольшое количество красного фосфора (не больше одного микрошпателя) и прибавить 3–5 капель концентрированной азотной кислоты (плотность 1,4 г/см³). Подогреть до начала выделения газа. После чего нагревание прекратить. Запишите уравнение реакции получения ортофосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется оксид азота (II):

После охлаждения пробирки провести характерную реакцию на ион PO_4^{3-} с молибдатом аммония. Для этого в цилиндрическую пробирку внести 5–6 капель насыщенного раствора молибдата аммония, подкисленного азотной кислотой, (молибденовой жидкости) и прибавить к нему каплю полученного в опыте раствора. Пробирку с раствором нагреть. Запишите уравнение реакции обнаружения иона PO_4^{3-} действием молибдата аммония, укажите изменение цвета в пробирке:

Образование (укажите цвет) _____ осадка молибденофосфата аммония является качественной реакцией обнаружения иона PO_4^{3-} .

Опыт 8. Реакции обнаружения ионов HPO_4^{2-} и PO_4^{3-} .

А) Действие BaCl_2 : раствор хлорида бария BaCl_2 сливают с раствором Na_2HPO_4 . Запишите уравнение протекающей реакции:

При этом образуется (укажите цвет) _____ осадок (укажите соединение) _____, растворимый в кислотах (кроме H_2SO_4).

Если проводить реакцию в присутствии щелочей или аммиака, то ионы HPO_4^{2-} превращаются в PO_4^{3-} :

В этом случае осаждается средняя соль.

Б) Действие нитрата серебра AgNO_3 : раствор нитрата серебра AgNO_3 сливают с раствором соли фосфорной кислоты. Запишите уравнение протекающей реакции:

При этом образуется (укажите цвет) _____ осадок (укажите соединение) _____, растворимый в азотной кислоте.

Сделать вывод о качественных реакциях на ионы HPO_4^{2-} и PO_4^{3-} :

Вопросы для обсуждения:

1. Какие лекарственные препараты назначают в случае дефицита фосфора?

2. Почему оксид азота (II) известен как газотрансмиттер? _____

3. Укажите признаки дефицита фосфора в организме: _____

4. Почему нитраты так опасны для организма? _____

Занятие 14

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VA: СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ СЕМЕЙСТВА МЫШЬЯКА

Мышьяк является эссенциальным микроэлементом, оказывает влияние на выработку энергии в клетках, оказывает положительное действие на кроветворение и способствует укреплению костей. В организме взрослого человека содержится примерно 15–18 мг мышьяка. Однако его чрезмерное поступление вызывает токсический эффект. Смертельная доза мышьяка для человека составляет 50–170 мг. Мышьяк имеет высокое сродство к кератину, поэтому он накапливается в легких, печени, коже, тонком кишечнике, волосах и ногтях.

Токсичность соединений мышьяка зависит от степени окисления. Наиболее токсичными являются арсин и его производные, затем следует As_2O_3 и арсениты AsO_2^- . Элементарный мышьяк наименее токсичен.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ СЕМЕЙСТВА МЫШЬЯКА

Цель работы: изучение химических свойств соединений семейства мышьяка (сурьмы и висмута).

Реактивы: висмут металлический (порошок); $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (кристал.); SbOCl (кристал.); 2 н растворы кислот (HCl , HNO_3 , H_2SO_4); концентрированные кислоты (HCl , $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$; H_2SO_4 , $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$; HNO_3 , $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$); растворы: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, NaOH , KI ; нейтральный раствор лакмуса; спиртовка; стеклянные палочки.

Ход работы

Опыт 1. (Выполняется демонстрационно!) Взаимодействие висмута с кислотами.

Висмут в ряду активности металлов располагается после водорода (H , Sb , Bi). Он не взаимодействует с кислотами, у которых единственным окислителем является H^+ (H_3O^+). Однако висмут окисляется кислотами, функцию окислителя у которых выполняет анион.

Выполнение работы. В три пробирки помещают по 1–2 шпателя порошка металлического висмута и прибавляют по 5–6 капель 2 н. растворов кислот: в первую — хлороводородную, во вторую — серную, в третью — азотную. Регистрируют наблюдения, составляют уравнения реакций:



Проделявают аналогичный опыт с концентрированными кислотами — хлороводородной (плотность 1,19 г/см³), серной (плотность 1,84 г/см³) и азотной (плотность 1,4 г/см³). Регистрируют наблюдения, составляют уравнения реакций:



Сделайте вывод о взаимодействии висмута с HCl, H₂SO₄ и HNO₃:

Опыт 2. Гидролиз солей висмута на примере $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

В разбавленных водных растворах $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ при нагревании до 100 °С (кипячении) подвергается полному гидролизу.

Выполнение работы. В пробирку насыпают 1–2 шпателя соли $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, приливают на 1/3 воду, нагревают до кипения. Дают пробирке остыть (1–2 мин). pH определяют с помощью универсальной индикаторной бумаги погружая ее в жидкость. Составьте уравнение гидролиза, укажите признаки протекающей реакции и pH среды:



Делают вывод об условиях гидролиза солей висмута, указывают pH реакционной среды:

Опыт 3. Получение гидроксида висмута (III).

Выполнение работы. В пробирку помещают 2 капли раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и добавляют 5 капель раствора NaOH. Составьте уравнение реакции, укажите признаки протекающей реакции:

(Рассмотреть теоретически!) Взаимодействие $\text{Bi}(\text{OH})_3$ с кислотами.

$\text{Bi}(\text{OH})_3$ слабое основание. Реагирует с концентрированными кислотами только при нагревании. Например, с концентрированной хлороводородной кислотой $\text{Bi}(\text{OH})_3$ взаимодействует при нагревании до 70–80 °С. Запишите уравнение реакции:



Опыт 4. Качественная реакция на катионы Bi^{3+} .

Качественной реакцией на катион висмута (III) является образование раствора тетраиодовисмутата (III) калия — $\text{K}[\text{BiI}_4]$, при действии на раствор, содержащий Bi^{3+} , избытком KI .

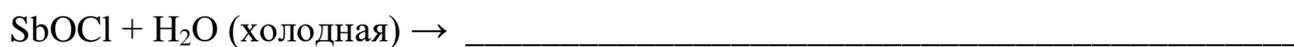
Выполнение работы. В пробирку помещают 2 капли раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и приливают 5–6 капель раствора KI . Запишите уравнение реакции, отмечая окрашивание раствора:

Опыт 5. Изучение свойств соединений сурьмы на примере SbOCl .

SbOCl (оксид-хлорид сурьмы) не растворяется в холодной воде, разлагается в горячей воде, реагирует с HCl (конц.), медленно растворяется в щелочах, окисляется горячей концентрированной азотной кислотой.

Выполнение работы.

А. Взаимодействие SbOCl с водой. В пробирку насыпают 1–2 шпателя SbOCl , приливают раствор лакмуса, отмечают окраску _____. Нагревают полученную взвесь до изменения окраски лакмуса на _____ цвет. Записывают уравнения:



Объясняют изменение окраски лакмуса.

Б. (Рассмотреть теоретически!) Взаимодействие SbOCl со щелочью.

В пробирку насыпают 1–2 шпателя SbOCl , приливают 5–6 капель раствора NaOH , перемешивают стеклянной палочкой. Запишите уравнение реакции и укажите признаки реакции:



В. (Выполняется демонстрационно!) Взаимодействие SbOCl с HCl (конц.).

В пробирку насыпают 1–2 шпателя SbOCl , добавляют 4–5 капель хлороводородной (плотность $1,19\text{ г/см}^3$), перемешивают стеклянной палочкой. Запишите уравнение реакции и укажите признаки реакции:



Г. (Рассмотреть теоретически!) Взаимодействие SbOCl с HNO_3 (конц.).

В пробирку насыпают 1–2 шпателя SbOCl , добавляют 5–6 капель концентрированной HNO_3 (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$), нагревают до кипения. Запишите уравнение реакции и укажите признаки реакции:

$\text{SbOCl} + \text{HNO}_3$ _____

Вопросы для обсуждения:

1. Зачем мышьяк используют в стоматологии? _____

2. Какое общедоступное противоядие при отравлении мышьяком вам известно, чем обусловлено его действие? _____

3. Чем обусловлен токсический эффект арсина с точки зрения биохимии? Почему это самое ядовитое из всех соединений мышьяка? _____

4. Почему именно мышьяк чаще всего использовали в качестве яда? _____

Занятие 15

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VIA: СОЕДИНЕНИЯ КИСЛОРОДА

Соединения кислорода в организме взрослого человека составляют около 62 % от общей массы тела.

Молекулярный кислород жизненно необходим человеческому организму для производства энергии через клеточное дыхание, которое поддерживает все жизненные процессы, от работы мозга до иммунной системы. Он поступает в легкие при вдохе, переходит в кровь, транспортируется к клеткам с помощью эритроцитов и гемоглобина, а затем используется для расщепления питательных веществ. Недостаток кислорода (гипоксия) вызывает такие симптомы, как одышка, спутанность сознания и цианоз, а нормальный уровень насыщения крови кислородом (сатурация) у здоровых людей составляет 95–98 %.

Кислород необходим для клеточного дыхания, основного процесса, в ходе которого происходит расщепление питательных веществ и образование аденозинтрифосфата (АТФ) — универсального источника энергии для всех клеток. Без кислорода организм не сможет поддерживать жизнедеятельность, поскольку: кислород участвует в окислительно-восстановительных реакциях, способствующих выработке энергии; необходим для нормального функционирования нервной, сердечно-сосудистой и дыхательной систем; способствует регенерации тканей и поддержанию метаболизма.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ КИСЛОРОДА

Цель: экспериментально изучить способы получения кислорода в лаборатории, ознакомиться с химическими свойствами его соединений.

Реактивы и материалы: KMnO_4 (крист.), MnO_2 (крист.), 3%-ный раствор H_2O_2 , растворы: KI , KMnO_4 , H_2SO_4 , слабый раствор «зеленки», раствор крахмала, штатив, спиртовка, чашка Петри, лучина, сырой картофель.

Ход работы

Опыт 1. Получение кислорода из KMnO_4 .

Поместите в сухую пробирку ~ 0,5 г кристаллического перманганата калия и укрепите ее вертикально в зажиме штатива. Затем нагрейте пробирку и испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой (в присутствии кислорода она вспыхивает).

Запишите наблюдения и уравнение протекающей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Получение кислорода из пероксида водорода в присутствии катализатора.

Налейте в пробирку 1–2 мл 3%-ного раствора H_2O_2 и добавьте небольшое количество (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Выделяющийся газ испытайте тлеющей лучинкой.

Запишите наблюдения и уравнение протекающей реакции:

Какую роль выполняет MnO_2 в этой реакции?

Сделайте общий вывод (опыты 1, 2) о способах получения кислорода в лабораторных условиях:

Опыт 3. Ферментативное расщепление пероксида водорода.

Отрежьте ломтик от сырой картофелины, положите его в чашку Петри и капните на поверхность среза (срез должен быть свежим) несколько капель 3%-ного раствора H_2O_2 .

Опишите наблюдение:

Объясните, почему пероксид водорода интенсивно разлагается:

Запишите химическую реакцию разложения пероксида водорода.

Опыт 4. Изучение окислительно-восстановительной двойственности пероксида водорода.

Кислород в пероксиде водорода находится в промежуточной степени окисления, равной (-1) , поэтому он может, как принимать, так и отдавать электроны, т. е. для H_2O_2 характерна окислительно-восстановительная двойственность.

А. Пероксид водорода, как окислитель.

В пробирку поместите 2–3 капли раствора KI, добавьте 1–2 капли раствора серной кислоты и прилейте 3–4 капли 3%-ного раствора H₂O₂. Опишите наблюдения:

Запишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель:



Выделение йода подтвердите добавлением в реакционную смесь раствора крахмала, опишите наблюдения:

Б. Пероксид водорода, как восстановитель.

В пробирку на 1/3 налейте раствор KMnO₄ и прилейте по каплям 3%-ный раствор H₂O₂. Опишите наблюдения:

Запишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель:



Опыт 5. Обесцвечивающее действие пероксида водорода.

В 2 пробирки на 1/3 объема налейте слабый раствор «зеленки». Одна пробирка с зеленкой будет контролем. В другую пробирку по каплям добавьте 3 % раствор H₂O₂ до полного обесцвечивания зеленки. Сравните полученный раствор с контролем:

Почему пероксид водорода обесцветил «зеленку»?

Сделайте вывод о типе реакции, которая лежит в основе обесцвечивающего действия пероксида водорода:

Опыт 6. (Рассмотреть теоретически!) Качественная химическая реакция на озон.

Для обнаружения озона используют влажную подкрахмаленную фильтровальную бумагу (полоска фильтровальной бумаги, пропитанная раствором KI и крахмала). В присутствии озона влажная подкрахмаленная бумага синееет, так как KI взаимодействует с озоном с образованием йода:



Вопросы для обсуждения:

1. Почему озон более сильный окислитель, чем кислород? _____

2. На чем основаны бактерицидные свойства озона? _____

3. В чем различия между хлоргексидином и пероксидом водорода? _____

4. Почему верхние слои атмосферы содержат «хороший» озон, а нижние — «плохой»? _____

Занятие 16

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ VIA: СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ И СЕЛЕНА

В организме человека 0,16 % серы. Суточная потребность 4–5 г серы. Она содержится в аминокислотах: цистеин, метионин. Селен в организме человека составляет $10^{-5} - 10^{-7}$ %. В сетчатке человеческого глаза селена около 7 мкг. Сера входит в состав антибиотиков (пенициллинов), механизм действия которых — блокирование транспептидации (остановка синтеза клеточных стенок некоторых бактерий).

Селен является необходимым микроэлементом, он входит в состав активных центров некоторых белков в виде кислоты селеноцистеина. При избытке селена — селен может конкурировать с серой, занимая ее позиции в аминокислотах и белках. Повышенное количество селена в организме вызывает заболевание — хронический селеноз, сопровождающийся потерей массы тела, дерматитами, расстройством желудочно-кишечного тракта, снижением плодовитости и перинатальными уродствами. Селен применяется как мощное противораковое средство, малые концентрации селена подавляют гистамин и за счет этого оказывает противоаллергическое действие. Также селен улучшает функцию половых желез, сердца, щитовидной железы. Суточная потребность в селене 40–70 мкг в день.

Теллур относится к категории ультрамикроэлементов. Теллур и его соединения токсичны, попадание в организм вызывает тошноту, бронхиты, пневмонию. В целом, соединения теллура менее токсичны, чем соединения селена.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ СЕРЫ И СЕЛЕНА

Цель: экспериментально изучить химические свойства соединений серы.

Реактивы и материалы: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (крист); разбавленный раствор HCl и H_2SO_4 ; растворимые соли цинка, марганца, кадмия, свинца и меди; растворы сульфида аммония, сульфита натрия, KMnO_4 , сульфида калия, тиосульфата натрия, бромной воды, хлорида железа (III), нитрата серебра (I); пробирки; стеклянные палочки.

Ход работы

Опыт 1. Получение и свойства сульфидов металлов.

В пять пробирок добавить примерно по 5 капель растворимых солей цинка, марганца, кадмия, свинца и меди. В каждую из них добавить такой же объем раствора сульфида аммония. Содержимое пробирок перемешать. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, отметьте цвет образовавшихся осадков:

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

5. _____

Добавить в каждую пробирку по 1–1,5 мл раствора соляной кислоты. Отметить, какие осадки растворились:

1. _____
 2. _____
 3. _____
 4. _____
 5. _____

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, используя значения констант растворимости этих сульфидов из таблицы 9.

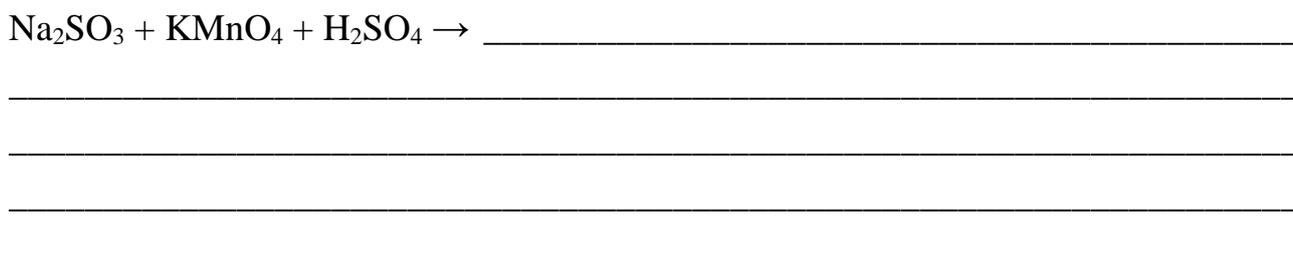
Таблица 9

Константы растворимости сульфидов

Формула	ZnS	MnS	CdS	PbS	CuS
K_s^0	$1,6 \cdot 10^{-24}$	$2,5 \cdot 10^{-10}$	$7,9 \cdot 10^{-27}$	$1,0 \cdot 10^{-27}$	$6,3 \cdot 10^{-36}$

Опыт 2. Химические свойства сульфитов.

В пробирку со смесью перманганата калия и разбавленной серной кислоты добавить водный раствор сульфита натрия. Отметить изменение цвета раствора. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции и уравнять ее методом полуреакций, отметить роль сульфита в реакции:



Повторить опыт, взяв раствор сульфида калия и разбавленной серной кислоты, к которому добавить водный раствор сульфита натрия. Отметить, что наблюдается. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции и уравнять ее методом полуреакций:



Какова роль сульфита в реакции?

Опыт 3. Действие кислот на тиосульфат натрия (получение серы).

Вносят в пробирку 5–6 капель раствора тиосульфата натрия и 3–4 капли раствора серной кислоты. В результате реакции образуется тиосерная кислота, которая распадается с образованием мелкодисперсной серы (выпадение осадка) и выделением сернистого газа. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции и уравнять ее электронно-ионным методом:



Опыт 4. Взаимодействие тиосульфата натрия с бромом.

В пробирку с раствором тиосульфата натрия (5–6 капель) прибавляют по каплям бромную воду до появления осадка серы. В случае недостатка окислителя тиосульфат окисляется до сульфата и свободной серы. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции и уравнять ее электронно-ионным методом:



В пробирку с бромной водой (5–6 капель) прибавляют по каплям раствор тиосульфата натрия до обесцвечивания бромной воды. В случае избытка окислителя оба атома серы окисляются до S^{+6} . Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции и уравнять ее электронно-ионным методом:



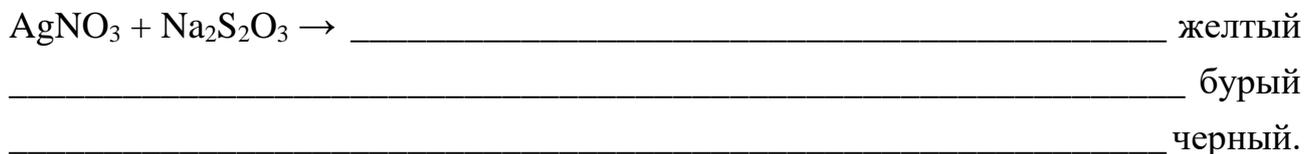
Опыт 5. Взаимодействие тиосульфата натрия с хлоридом железа (III).

В пробирку с 5–6 каплями раствора хлорида железа (III) добавляют такое же количество капель раствора тиосульфата натрия. Отмечают изменение окраски, обусловленное реакцией образования комплексного соединения $Na[Fe(S_2O_3)_2]$. Напишите уравнение реакции:

Пробирку ставят в штатив и наблюдают изменение окраски вследствие восстановления железа (III) до железа (II) и окисления лиганда $S_2O_4^{2-}$ в тетратионат-ион $S_4O_6^{2-}$, запишите наблюдения:

Опыт 6. Взаимодействие тиосульфата натрия с раствором нитрата серебра (I).

К 4–5 каплям раствора нитрата серебра (I) добавляют по каплям раствор тиосульфата натрия. При избытке ионов серебра образуется белый осадок $Ag_2S_2O_3$, который становится сначала желтым, затем бурым и, наконец, переходит в сульфид серебра (I) черного цвета. Запишите уравнения реакций происходящих процессов:



Если в реакции участвует избыточное количество тиосульфата, то происходит образование растворимого комплексного соединения по уравнению:



Вопросы для обсуждения:

1. При каких заболеваниях используют соединения селена? _____

2. В каких продуктах содержится больше всего селена? _____

3. Сероводород — очень ядовитый газ. Но в небольших дозах оказывает лечебное действие. Какие заболевания он лечит? _____

4. Для каких целей используют в пищевой промышленности оксид серы (IV) и гидросульфит натрия? _____

Занятие 17

ЭЛЕМЕНТЫ ГРУПП VIIA–VIIIA.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА P-ЭЛЕМЕНТОВ

По содержанию в организме хлор относится к макроэлементам, в то время как остальные элементы этой группы относятся к микроэлементам. Хлор — эссенциальный элемент. Единственная форма существования его в организме — Cl^- . Химическая индифферентность хлорид-иона обуславливает его физиологическую роль. Это важнейший элемент внутренней среды обеспечивает наряду с другими ионами электронейтральность биологических жидкостей, поддерживает постоянство осмотического давления.

Бром — условно эссенциальный элемент. В настоящее время эссенциальность брома не доказана ни для одного организма.

Йод — эссенциальный элемент для многих организмов, микроэлемент. Он играет значительную роль в работе щитовидной железы. Его недостаток приводит к увеличению щитовидной железы, к замедлению умственного и физического развития.

Элементы VIIIA группы, также известны как благородные газы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон), имеют минимальную или отсутствующую биологическую роль для живых организмов из-за своей химической инертности и низкой реакционной способности, хотя в высоких концентрациях они могут оказывать наркотическое действие или быть токсичными.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ VIIA ГРУППЫ

Цель работы: ознакомление со свойствами галогенов и их соединений.

Оборудование и реактивы: стаканы (100 мл); пробирки; спиртовка; стеклянные палочки; сульфат железа (II); сульфат хрома; хлорид натрия; бромид калия; иодид калия; дихромат калия. Растворы: аммиака; хлорная вода; гидроксид натрия (0,1 М); нитрата серебра; серная кислота.

Ход работы

Опыт 1. Окисление иона железа (II) хлором.

В два стакана налить раствор сульфата железа (II), в первый стакан добавить дистиллированной воды, во второй — хлорной воды. Затем в оба стакана прилить раствор аммиака. Запишите уравнения реакций и укажите признаки реакций с указанием цвета осадков:



Опыт 2. Окисление иона хрома (III) в хромат-ион хлорной водой в щелочной среде.

В пробирку внести 1–2 капли раствора сульфата хрома (III), добавить крепкий раствор щелочи до растворения образующегося осадка и избыток хлорной

воды. Нагреть содержимое пробирки. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, укажите происходящие изменения:

Опыт 3. Качественные реакции на галогенид – ионы.

Внести в три пробирки по 3–5 капель растворов следующих солей: в первую пробирку — хлорида натрия NaCl, во вторую — бромид натрия KBr, в третью — иодида калия KI. В каждую пробирку добавить по 1–2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков галогенидов серебра. Напишите уравнения реакций в молекулярной форме, в полной ионной и в сокращенной ионной форме, указывая цвет осадков:

1. _____

2. _____

3. _____

Можно ли использовать нитрат серебра для качественного определения иона фтора (F^-)?

Сделать вывод о качественных реакциях на галогенид-ионы (Cl^- , Br^- , I^-):

Опыт 4. Восстановление дихромата калия галогенидами.

В три пробирки внести по 2–4 капли дихромата калия, подкисленного 2 н. серной кислотой (1–2 капли). Добавить по 2–3 капли в первую пробирку раствора иодида калия, во вторую — столько же какого-либо бромида и в третью — хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом полуреакций:

1. _____

2. _____

3. _____

В каком случае восстановление дихромата не произошло и почему?

Как изменяется восстановительная способность галогенид-ионов (Cl^- , Br^- , I^-)?

Вопросы для обсуждения:

1. С какой целью в медицине применяют 0,06 % водный раствор гипохлорита натрия? _____

2. Почему после аварии на Чернобыльской АЭС применяли большие количества йода и его соединений? _____

3. На основе какой реакции хлор применяется в санитарных целях как дезинфицирующее средство? _____

4. Какие благородные газы используют для погружения в наркоз? _____

5. Какой благородный газ используется в лазерной хирургии для коагуляции тканей? _____

Занятие 18

КОЛЛОКВИУМ «ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА P-ЭЛЕМЕНТОВ»

ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

Общая характеристика p-элементов. Элементы IIIA группы

Общая характеристика элементов IIIA группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +1 и +3 p-элементов IIIA группы.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борные кислоты, равновесие в водном растворе. Бораты — производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Качественная реакция на бор и ее использование в фармацевтическом анализе. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алуминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения соединений алюминия в медицине и фармации.

Элементы группы IVA

Общая характеристика элементов IVA группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродсодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.

Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов и получение из них углеводородов.

Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристики, свойства как лиганда, химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.

Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и водородкарбонаты (гидрокарбонаты), гидролиз и термическое разложение.

Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод (IV) оксодихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.

Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинец-содержащих препаратов (свинец (II) ацетат, свинец (II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

Элементы группы VA

Общая характеристика элементов VA группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд.

Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристики, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристики. Азотистоводородная кислота и азиды.

Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связей. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристики. «Царская водка».

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность.

Фосфины. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Ортофосфорная и дифосфорная (пирофосфорная) кислоты. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.

Водородные соединения мышьяка, сурьмы, висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Сульфиды, тиосоли. Галиды и изменение их свойств в группе (азот – висмут). Оксиды и гидроксиды Э(III) и Э(V), их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их ОВ свойства и гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Понятие о химических основах применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов V группы в фармацевтическом анализе.

Элементы группы VIA

Общая характеристика элементов VI группы.

Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы дикислорода. Химическая активность дикислорода. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с дикислородом. Реакция с растворами иодидов. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: надпероксиды, пероксиды, оксиды, озониды).

Водород пероксид (H_2O_2), его КО и ОВ характеристики, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения дикислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водород сульфид (сероводород), КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристики, устойчивость.

Соединения серы (IV): оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями (в том числе с диодом), катионами-комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI): оксид, гексафторид, диоксодихлорид (сульфурилхлорид), серная кислота и сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты и их соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.

Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

Элементы групп VIIA–VIIIA

Общая характеристика элементов VIIA группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид-иона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей. Устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы и иодаты, их свойства. Биологическая роль соединений фтора, хлора, брома и йода.

Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов.

Элементы группы VIIIA. Общая характеристика, физические и химические свойства инертных (благородных) газов. Соединения инертных газов. Применение инертных газов в медицине.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Ткачев, С. В.* Общая химия : учеб. пособие / С. В. Ткачев, В. В. Хрусталёв. – Минск : Вышэйшая школа, 2020. – 495 с.
2. *Химия* элементов для провизоров / Е. В. Барковский, В. В. Хрусталеv, С. В. Ткачев [и др.]. – Минск : БГМУ, 2020. – 212 с.
3. *Общая* и бионеорганическая химия : пособие / В. П. Хейдоров, Ю. А. Ершов, В. А. Попков [и др.]. – Витебск : ВГМУ, 2023. – 524 с.
4. *Болтromeюк, В. В.* Общая химия / В. В. Болтromeюк. – Гродно : ГрГМУ, 2020. – 576 с.
5. *Общая* химия: задачи, вопросы, упражнения : учеб. пособие / Е. И. Шиманович, В. А. Красицкий, А. Н. Богатиков [и др.] ; под ред. Е. И. Шимановича. – Минск : Народная асвета, 2020. – 319 с.
6. *Лабораторные* работы по медицинской химии : практикум / В. В. Хрусталеv, Т. В. Латушко, Т. В. Прохорова [и др.]. – Минск : БГМУ, 2022. – 47 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

1 СЕМЕСТР	3
Занятие 2. Основные классы неорганических веществ.....	3
Занятие 3. Энергетика и скорость реакций: основы химической термодинамики.....	11
Занятие 4. Энергетика и скорость реакций: основы химической кинетики	14
Занятие 8. Комплексные соединения	17
Занятие 9. Коллоквиум «Энергетика и скорость реакций, учение о строении вещества и химическом равновесии»	22
Занятие 10. Учение о растворах: способы выражения состава раствора	27
Занятие 11. Учение о растворах: коллигативные свойства растворов	34
Занятие 12. Учение о растворах: теории сильных и слабых электролитов	36
Занятие 13. Учение о растворах: гидролиз солей	39
Занятие 14. Учение о растворах: методы приготовления растворов	45
Занятие 15. Учение о растворах: основы титриметрического метода анализа	49
Занятие 16. Учение о растворах: гетерогенные равновесия	53
Занятие 17. Реакции с переносом электронов — окислительно-восстановительные реакции	58
Занятие 18. Коллоквиум «Химия кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах».....	66
2 СЕМЕСТР	71
Занятие 1. Введение в химию биогенных элементов	71
Занятие 2. Химия s-элементов: элементы IA группы.....	74
Занятие 3. Химия s-элементов: элементы IIA группы	77
Занятие 4. Элементы IIIB–VI B групп	81
Занятие 5. Элементы группы VII B	85
Занятие 6. Элементы группы VIII B.....	89
Занятие 7. Элементы группы IB	95
Занятие 8. Элементы группы IIB	100
Занятие 9. Коллоквиум «Общая характеристика s- и d-элементов».....	105
Занятие 10. Элементы IIIA группы	108

Занятие 11. Элементы группы IVA: соединения углерода	111
Занятие 12. Элементы группы IVA: соединения кремния и элементов семейства германия	115
Занятие 13. Элементы группы VA: соединения азота и фосфора.....	122
Занятие 14. Элементы группы VA: соединения элементов семейства мышьяка	129
Занятие 15. Элементы группы VIA: соединения кислорода	133
Занятие 16. Элементы группы VIA: соединения серы и селена.....	137
Занятие 17. Элементы групп VIIA–VIIIA. Общая характеристика р-элементов	142
Занятие 18. Коллоквиум «Общая характеристика р-элементов».....	145
Список использованной литературы.....	149

Учебное издание

Хрусталёв Владислав Викторович
Клышко Инесса Александровна
Бондарец Ольга Александровна
Хрусталёва Ольга Викторовна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Ответственный за выпуск Н. Н. Ковганко
Компьютерная вёрстка М. Г. Лободы

Подписано в печать 13.11.25. Формат 60×84/8. Бумага писчая «Снегурочка».
Ризография. Гарнитура «Times».
Усл. печ. л. 17,67. Уч.-изд. л. 6,90. Тираж 201 экз. Заказ 807.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования
«Белорусский государственный медицинский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/187 от 24.11.2023.
Ул. Ленинградская, 6, 220006, Минск.