# В.В.ДАВЫДОВ, Е.Ю.НЕВСКАЯ, О.А.ЕГОРОВА

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

**К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО КУРСУ**

**"ХИМИЯ"**

Москва

Издательство

Российского университета дружбы народов

2005

**В.В.ДАВЫДОВ, Е.Ю.НЕВСКАЯ, О.А.ЕГОРОВА**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

**К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО КУРСУ**

**"ХИМИЯ"**

Для студентов I курса специальностей

*“Горное дело”,*

*"Экономика и управление на предприятии”,*

*“Автоматизация и управление"*

Москва

Издательство

Российского университета дружбы народов

2005

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |
| У т в е р ж д е н о |  |

РИС Ученого совета

Российского университета дружбы народов

Давыдов В.В., Невская Е.Ю., Егорова О.А. Методические рекомендации к лабораторным работам по курсу "Химия". Для студентов I курса направлений “Горное дело”, “Экономика и управление на предприятии”, "Автоматизация и управление": - М.: Изд-во РУДН, 2005. - 84с.

Приведены описания 11 лабораторных работ, содержащих краткую теоретическую часть с указанием литературы для углубленного изучения темы и экспериментальную часть с описанием опытов и рекомендациями по их выполнению и оформлению, а также вопросы и задания для закрепления изучаемой темы.

Подготовлено на кафедре общей химии.

© Издательство Российского университета дружбы народов, 2005

### В В Е Д Е Н И Е

Изучение химии студентами I курса направлений “Горное дело”, “Экономика и управление на предприятии”, "Автоматизация и управление" имеет три основных цели:

1) формирование современного научного мировоззрения и научного уровня будущего специалиста;

2) подготовка и формирование базы для усвоения программы по специальным курсам (технология добычи полезных ископаемых, переработка полезных ископаемых, проведение и крепление горных выработок; рудничная аэрология; геохимия подземной добычи каменного угля; охрана труда и горноспасательное дело и др.);

3) создание основы для использования новых достижений химии в своей специальности.

Курс "Химия" включает в себя цикл лекций, лабораторные и семинарские занятия, а также самостоятельную работу студентов. В предлагаемом руководстве приведено описание 11 лабораторных работ, выполняемых студентами специальностей направлений “Горное дело”, “Экономика и управление на предприятии” и "Автоматизация и управление" в соответствии с действующими планами. Каждая работа начинается с указания ее цели, используемого оборудования и включает краткую теоретическую часть, содержащую основные определения по изучаемой теме с указанием литературы для ее более подробного изучения. Экспериментальная часть работы построена следующим образом. Вначале дается описание опытов с кратким изложением их сущности, затем приводится порядок выполнения опытов, а в разделе "Результаты и их обработка" или "Задание" даны рекомендации по оформлению данного опыта в отчете о лабораторной работе и приведены некоторые вопросы для закрепления изучаемой темы.

При подготовке к занятиям (как правило, это является домашним заданием) рекомендуется ознакомиться с теоретической частью работы, привлекая при этом соответствующий материал учебника и конспекта лекций. Затем необходимо прочитать описание экспериментальной части работы и в тетради для лабораторных работ начать оформление отчета.

Отчет включает в себя:

1. Дату выполнения работы.

2. Порядковый номер работы и ее название.

3. Порядковый номер опыта и его название.

4. Уравнения исследуемых реакций и выполнение заданий, указанных в разделе "Задание" в описании каждого опыта.

При домашней подготовке к работе рекомендуется выполнить задание и написать отчет, оставив в нем место, где будут указаны признаки реакций, наблюдения, расчеты и графики, которые вписываются при обработке результатов опытов.

Вышеуказанный порядок подготовки позволяет студенту с большим пониманием, качественно и быстро справиться с работой и ее оформлением, в конечном счете, способствуя более глубокому пониманию изучаемой темы.

По сравнению с предыдущим сборником в настоящем издании число предлагаемых лабораторных работ уменьшено до 11, некоторые работы переработаны и дополнены, приведены правила работы в химической лаборатории, увеличено число приложений и уточнены некоторые цифры.

##### ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

В химической лаборатории студенты должны научиться работать аккуратно и соблюдать правила техники безопасности:

Каждый студент должен знать:

1. Своё рабочее место в лаборатории.
2. Правила хранения реактивов и работы с ними.
3. Правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями, легколетучими и токсичными веществами, концентрированными растворами кислот и щелочей.
4. Нагревательные приборы в лаборатории и электрооборудование.
5. Средства пожаротушения в химической лаборатории.

6. Индивидуальные средства защиты, используемые в химической лаборатории.

**Общие правила**

1. При подготовке к работе студенты обязаны самостоятельно проработать соответствующий теоретический материал.
2. Вход в химическую лабораторию в верхней одежде запрещен.
3. За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место, которое он поддерживает в чистоте и порядке. Во время работы на лабораторном столе должны находиться только необходимые приборы, реактивы и лабораторный журнал.
4. Расходовать материалы, реактивы, газ, воду и электроэнергию следует экономно.
5. Нельзя пробовать на вкус и вдыхать химические вещества
6. Все работы с вредными и пахучими веществами, а также с концентрированными кислотами и щелочами должны проводиться в вытяжном шкафу.

7. Все результаты опытов и наблюдения должны быть записаны в лабораторном журнале.

## Работа с химическими реактивами

1. Реактивы хранят в склянках с закрытыми пробками. Нельзя высыпать обратно в склянку реактив, случайно рассыпанный на столе.

2. Растворы реактивов хранят в специальных склянках со стеклянными или пластмассовыми пробками. Выливать обратно в склянку взятый раствор нельзя. Остатки растворов, содержащие вредные или ценные веществанельзя выливать в раковины, эти растворы сливают в специальные сосуды.

3. Сухие вещества набираются чистым шпателем или стеклянной лопаточкой. Нельзя одновременно пользоваться одним и тем же шпателем для отбора разных реактивов. Нельзя класть шпатель непосредственно на стол, можно на бумагу.

4. Жидкие реактивы следует осторожно наливать из склянок; при этом склянки следует держать этикетками вверх, чтобы предохранить их от обливания и порчи.

5. Склянки с растворами реактивов после употребления следует сразу закрывать пробкой (при этом нельзя путать пробки от разных склянок) и ставить на то же место, откуда они были взяты.

1. При разбавлении водой концентрированных минеральных кислот (особенно серной), концентрированных растворов щелочей, выделяющих при этом тепло, следует приливать их тонкой струёй холодную воду при одновременном помешивании
2. При нагревании жидкостей в пробирках следует держать пробирку отверстием от себя и людей, работающих рядом.
3. При распознавании по запаху выделяющихся газов следует нюхать газ осторожно, издали, направляя его струю движением руки от сосуда к себе.

**Работа с газовой горелкой**

Для нагревания в лаборатории применяют газовые горелки, в которых сжигают природный газ (в основном метан - СН4). Необходимо помнить, что утечка газа не допускается. Следите за правильным использованием газовой горелки.

Газовая горелка Теклю (рис.1) состоит из трубки (1), диска (2) и подставки (3) с боковым патрубком (4). На боковой патрубок одевается каучуковая трубка, которая через газовый кран соединяет горелку с газовой сетью (трубой). Диск, который может вращаться по боковой нарезке, образуя различной величины зазор (щель) с трубкой, служит для регулирования притока воздуха в горелку.

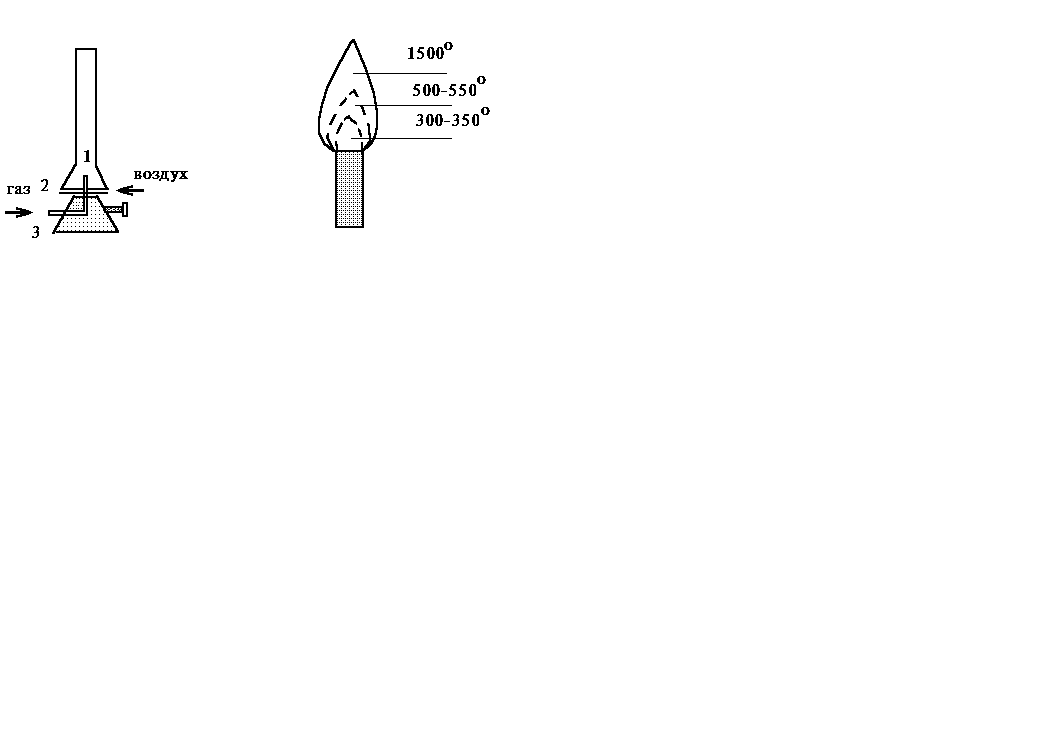


Рис.1. Горелка Теклю и строение пламени:

1 - трубка; 2 - диск, регулирующий подачу воздуха;

3 - подставка; 4 - боковой патрубок или вентиль,

регулирующий подачу газа

При недостаточном доступе воздуха происходит неполное сгорание газа, отчего пламя светится и коптит. Таким пламенем пользоваться нельзя. Для зажигания горелки нужно открыть газовый кран и поднести к верхней его части зажженную спичку. Чтобы выключить (потушить) горелку, необходимо закрыть газовый кран. Нельзя тушить горелку, задувая пламя. При слишком большом притоке воздуха пламя может погаснуть в верхней части горелки и “проскочить“ внутрь горелки, к самому отверстию подставки. “Проскок” пламени необходимо ликвидировать, для чего закрыть газовый кран, дать горелке остыть, поворотом диска уменьшить доступ воздуха и вновь зажечь её. В правильно отрегулированном пламени горелки можно различить три зоны: внутреннюю, среднюю и наружную, имеющие различные температуры.

**Первая помощь при ожогах и порезах**

1. Работающий в лаборатории должен знать, где находится аптечка первой помощи.
2. При ожогах водяным паром, горячими предметами, брызгами горячей воды и т.д. смазывают пораженное место 5-10% раствором перманганата калия.
3. При попадании кислоты или щелочи на руки (одежду) следует смыть их водой, а затем кислоту нейтрализовать 5% раствором бикарбоната натрия, а щелочь - 5% раствором борной кислоты или 2% раствором уксусной кислоты.
4. При попадании химических реактивов на лицо или в глаза необходимо сразу промыть их большим количеством воды, а затем, если необходимо, обратиться за помощью в поликлинику.

5. При порезах необходимо убедиться, нет ли в ране осколков стекла. При небольших порезах смазывают йодной настойкой края порезов, останавливают кровотечение, залив рану 10% раствором хлорида железа (III) или 3% раствором перекиси водорода. Затем накладывают стерильную повязку.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

**ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА И**

**ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ**

Цель работы: знакомство с методикой определения термодинамических величин; освоение техники работы с весами и термометром.

Оборудование: калориметр, растворы HCl (1 моль/л) и NaOH (1 моль/л), бюретки, весы, термометр, стеклянная палочка, воронка.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. 54-56, 66, 68.*

**Теоретическая часть**

Важнейшими величинами, характеризующими состояние химической системы, являются внутренняя энергия (U), энтальпия (Н), энтропия (S) и энергия Гиббса (G).

Внутренняя энергия - полная энергия частиц, составляющих данное вещество. Если система переходит из состояния 1 в состояние 2, поглощая теплоту Q и совершая работу А, то

U2 = U1 + Q – A или ΔU = Q - A (1)

Уравнение (1) выражает закон сохранения энергии.

Энтальпия - функция состояния системы, равная

Н = U + pV (2)

Энтальпия, как и внутренняя энергия, характеризует энергетическое состояние вещества, но включает энергию, затрачиваемую на преодоление внешнего давления. При постоянном внешнем давлении р и при условии, что системой совершается только работа расширения

A = p⋅ΔV

ΔН = ΔU + pΔV (3)

Из уравнений (1) и (3) следует, что при р = const

ΔН = Qp (4)

где Qp - теплота, поглощаемая системой при постоянном давлении. Уравнение (4) позволяет определять ΔН при различных процессах. Так, при нагревании вещества его изменение энтальпии будет равно

ΔН = Qp = n⋅cp⋅ΔT (5)

где n - число молей вещества;

cp - мольная теплоемкость вещества при р = const;

ΔT - изменение температуры.

В химической реакции ΔН равно взятому с обратным знаком тепловому эффекту реакции Qp, проведенной при р = const и Т = const.

Для удобства сопоставления термодинамических величин различных реакций принято сравнивать их значения в стандартных условиях (чистое состояние для индивидуальных веществ; концентрация, равная 1 моль в 1000 г растворителя для растворов; р = 101325 Па или 760 мм рт.ст. для газов; Т = 298 К или 25 оС). Состояние вещества в стандартных условиях называется стандартным состоянием.

Изменение внутренней энергии или энтальпии систем в стандартных условиях называются *стандартными изменениями* и обозначаются ΔU0 и ΔН0.

Химические уравнения, в которых указаны изменения энтальпии ΔНо (тепловые эффекты реакций), называются термохимическими уравнениями. Тепловой эффект реакции Q относят к 1 молю вещества при Т = 298 К и р = 101325 Па и выражают в кДж.

По закону Гесса стандартное изменение энтальпии реакции (сокращенно: стандартная энтальпия реакции) равна сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции минус сумма стандартных энтальпий образования исходных веществ.

ΔНо реакции = ΣΔНообрпродукты реакции - ΣΔНообрисходные вещества

Для экзотермических процессов (с выделением энергии) ΔН <0, для эндотермических (с поглощением энергии) ΔН >0.

В реакциях между растворами сильных кислот и щелочей всегда выделяется одно и то же количество тепла в расчете на 1 моль образующейся воды (примерно 57,6 кДж/моль). Например,

NaOH + HCl = NaCl + H2O ΔН = -57,53 кДж/моль

KOH + HNO3 = KNO3 + H2O ΔН = -57,61 кДж/моль

Уменьшение энтальпии в этих реакциях свидетельствует о том, что сумма энергий связи в продуктах реакции выше суммы энергий связи исходных веществ. Этот факт служит одним из доказательств ионного характера солей, кислот и щелочей и распада на ионы молекул веществ при растворении их в воде. Действительно, постоянство теплового эффекта в указанных выше реакциях можно объяснить только тем, что сильные кислоты, щелочи и хорошо растворимые в воде соли полностью диссоциируют на ионы. В противном случае, величина теплоты нейтрализации зависела бы от энтальпии образования кислот, гидроксидов и солей.

Одинаковая величина теплоты нейтрализации в реакциях между сильными кислотами и щелочами свидетельствует о том, что во всех случаях происходит одна и та же реакция - образование связи Н-ОН по реакции

Н+ + ОН- = Н2О

Определение тепловых эффектов реакций производят в калориметрах различных конструкций.

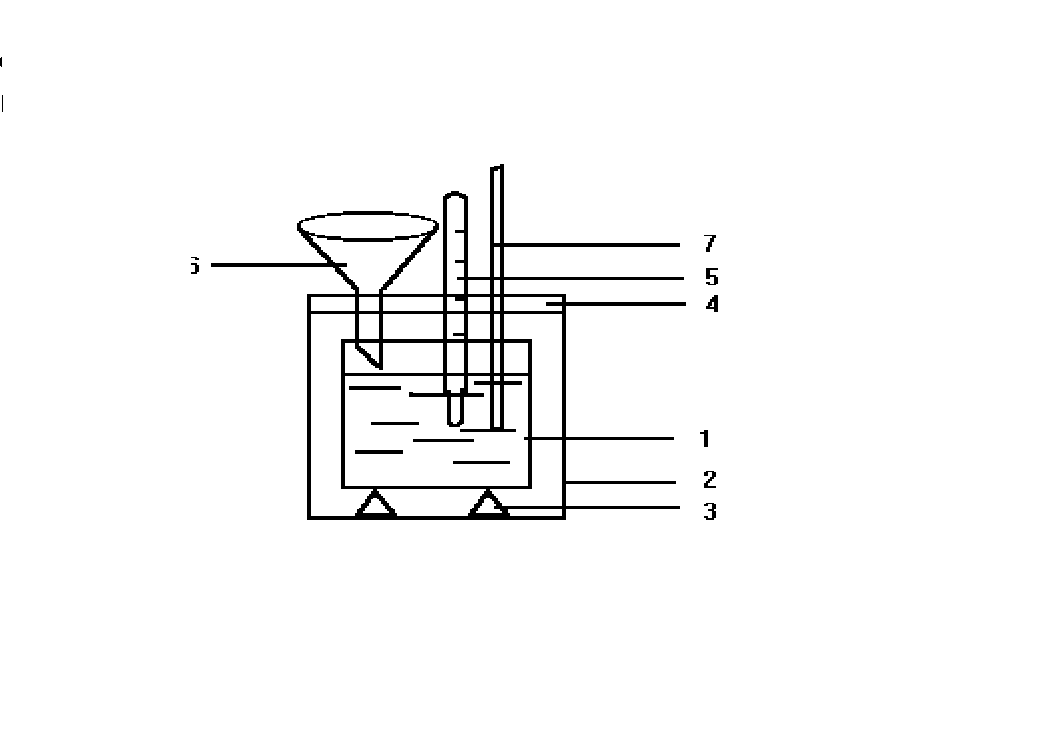


Рис.2. Калориметрическая установка:

1 – калориметрический стакан; 2 - внешний стакан;

3 – выступ; 4 – крышка; 5 – термометр; 6 – воронка;

7 – мешалка.

Величину ΔН реакции нейтрализации можно вычислить по закону Гесса. Например, для реакции

HClр-р + NaOHр-р = NaClр-р + H2Oж

ΔНонейтр = (ΔНообрNaClр-р + ΔНообрH2Oж) - (ΔНообрHClр-р + ΔНообрNaOHр-р) = ΔНообрNa+(водн) +ΔНообрCl-(водн) + ΔНообрH2O(ж) - ΔНообрH+(водн) - ΔНообрCl-(водн) - ΔНообрNa+(водн) - ΔНообрОН-(водн) = ΔНообрH2O(ж) - ΔНообрH+(водн) - ΔНообрОН-(водн) = -57,53 кДж/моль

Низкое значение ΔН реакции взаимодействия ионов Н+ и ОН- показывает, что равновесие этой реакции сильно смещено в сторону образования молекул воды.

**Экспериментальная часть**

В настоящей работе определяется ΔН реакции нейтрализации

NaOH + HCl = NaCl + H2O

1. Взвесить калориметрический стакан и записать его массу m1.

2. Прилить из бюретки в калориметрический стакан 75,0 мл раствора кислоты (СHCl = 1 моль/л).

3. Измерить температуру раствора кислоты tk.

4. В стакан объемом 150 мл налить из бюретки 75 мл раствора гидроксида натрия (СNaOH =1 моль/л).

5. Измерить температуру раствора гидроксида натрия tщ.

6. При постоянном перемешивании через воронку вылить раствор NaOH в раствор HCl в калориметрический стакан.

7. Записать максимальную температуру, которую покажет термометр после сливания растворов, t2.

8. Сделайте расчет и оформите отчет о работе в тетради.

В данной работе экспериментально определяется количество теплоты (q), которое выделяется при взаимодействии 75 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия и соляной кислоты, т.е. при образовании 0,075 моля Н2О. Количество теплоты, выделяющейся при образовании одного моля Н2О, будет равно q/0,075 кДж/моль.

Абсолютную ошибку рассчитывают по формуле:

А = Т-Э, где Т - теоретическое значение измеряемой величины, Э - экспериментальное значение измеряемой величины.

Относительная ошибка (К) - это отношение абсолютной ошибки к теоретическому значению, умноженное на 100.

#### 

#### Форма отчета

Дата

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА И

ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Результаты эксперимента:

1. Масса калориметрического стакана

m1 = ... г

2. Масса раствора в калориметрическом сосуде

после реакции (принимаем ρ = 1 г/мл)

m2 = (75 г + 75 г) m2 = 150,0 г

3. Температура раствора кислоты tk = ... оС

4. Температура раствора гидроксида натрия

tщ = ... оС

5. Средняя температура исходных веществ, t1

t1 = 1/2(tk + tщ) t1 = ... оС

6. Максимальная температура раствора после реакции

t2 = ... оС

7. Удельная теплоемкость алюминия

Сp298 = С1 = 0,905 Дж/(г⋅град)

8. Удельная теплоемкость раствора (принимаем примерно равной удельной теплоемкости воды)

Сp298 = С2 = 4,19 Дж/(г⋅град)

Обработка результатов:

1. Количество теплоты, выделившейся в ходе реакции

q = (t2 - t1)⋅(С1⋅m1 + С2⋅m2)/1000 = q = …кДж

2. Тепловой эффект реакции

 =

3. Энтальпия реакции нейтрализации

ΔНнейтр = - Qp = ΔНнейтр = кДж/моль

4. Ошибка эксперимента:\*

А =Т-Э =

К = (А/Т)⋅100% = (Т-Э/Т)⋅100% =

\*- Различают абсолютную (А) и относительную ошибку эксперимента (К).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

# СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Цель работы: экспериментальная проверка некоторых теоретических положений по теме "Химическая кинетика"; ознакомление с техникой работы с растворами и техникой кинетических измерений.

Оборудование: стаканы, стеклянные палочки, секундомеры, подставки под стаканы, термометры, пробирки; KCl(тв); растворы: Na2S2O3, H2SO4, FeCl3(нас), KSCN(нас.).

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. 12, 57-59, 63.*

**Теоретическая часть**

Раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, называется химической кинетикой*.*

Химическая реакция - сложный процесс, состоящий из большого количества взаимодействий: обмена различными видами энергии, сопровождающегося разрывом одних и образованием других химических связей. Участниками химических реакций являются молекулы, свободные радикалы, атомы и различные комплексы. В сложной химической реакции можно выделить элементарные стадии, в которых участвуют 1, 2 или максимум 3 частицы.

Число частиц, участвующих в элементарном акте определяет молекулярность реакции*.* Реакции могут быть одно-, двух- или трехмолекулярными.

Скорость химической реакции - число элементарных актов реакции в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).

Скорость реакции равна изменению концентрации исходного вещества или продукта реакции (в моль/л) в единицу времени (мин. или сек.).

Для гомогенных реакций:

 (1)

Знак (+) используется, если расчет скорости реакции проводят по изменению концентрации продукта реакции, а (-) -исходного вещества. По уравнению (1) определяется "средняя скорость". "Мгновенная" скорость определяется по уравнению (2):

 (2)

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентраций, температуры, давления, ионной силы раствора и других факторов.

При постоянной температуре скорость реакции - функция концентраций всех веществ, находящихся в реакционной смеси. Для простой реакции (3) скорость реакции выражается (описывается) уравнением:

А + В → С (3)

V→ = k⋅CA⋅CB, (4)

где k - константа скорости,

CA  и CB - концентрации реагирующих веществ (в моль/л).

В общем случае для реакции (5) уравнение скорости реакции будет (6)

А + В + С ... → продукты реакции (5)

V→ = k⋅CA⋅CB⋅CС⋅... (6)

где nA, nB и nC - порядки реакции по отношению к веществам А, В, С, которые определяются экспериментально.

Для этого в случае простых реакций изучают зависимость концентрации данного вещества от времени и строят графики в координатах (lg C, τ), (1/С, τ) и (С-2, τ).

Для реакции первого порядка по данному веществу линейная зависимость наблюдается в координатах (lg C, τ), для реакций второго порядка - в координатах (1/С, τ) и для реакций третьего порядка - (С-2, τ).

В случае сложных реакций используют другие методы: метод начальных скоростей, метод полуреакций и другие.

Полный порядок реакции - это сумма показателей степеней при концентрациях всех веществ в уравнении скорости реакции (6).

В 1889 г. С. Аррениусом было предложено уравнение (7), связывающее константу скорости реакции с температурой (*уравнение Аррениуса*)

k = ko⋅e-E/RT (7)

где k0 - коэффициент пропорциональности, Е - энергия активации, R - универсальная газовая постоянная, Т - температура. Вант-Гофф экспериментально установил, что при повышении температуры на каждые 10 оС скорость реакции увеличивается примерно в 2 - 4 раза (правило Вант-Гоффа):

, где γ = 2 - 4 (8)

В уравнении (8) t2 и t1 - конечная и начальная температура соответственно, Vt2 и Vt1 - скорость реакции при температуре t2 и t1 соответственно, γ - температурный коэффициент реакции.

Все химические реакции можно разделить на два типа: необратимые и обратимые. Примерами могут служить реакции (9) и (10) соответственно:

Zn + 4HNO3 = Zn(NO3)2 +2NO2 + 2H2O (9)

H2 + I2 = 2HI (10)

Для обратимых реакций в определенный момент времени устанавливается состояние, в котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции

V→ = V← (11)

Такое состояние называется химическим равновесием. Химическое равновесие имеет динамический характер. В 1867 году Гульдберг и Вааге установили закон действующих масс:

В состоянии химического равновесия отношение произведения концентраций продуктов реакции, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам перед этими веществами в уравнении реакции, к произведению концентраций исходных веществ в соответствующих степенях, есть величина постоянная.

Для реакции (12) закон действующих масс можно записать в форме (13):

aA + bB = cC + dD (12)  (13)

Kp - называется константой равновесия.

Для реакции (10) Kp равна:

 (14)

Изменение равновесных концентраций в реакционной системе под действием внешних причин называется *смещением (сдвигом) равновесия*.

По *принципу Ле Шателье*: если на равновесную систему оказывать внешнее воздействие (изменять концентрации реагирующих веществ, температуру, давление), то состояние равновесия системы смещается так, чтобы противодействовать этому воздействию.

**Экспериментальная часть**

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

**реагирующих** **веществ**

Описание опыта

Изучается влияние изменения концентрации одного из реагирующих веществ на скорость реакции. Изучаемая реакция:

Na2S2O3 + H2SO4 → Na2SO4 + H2O + SO2 + S↓

Реакция идет в несколько стадий.

Na2S2O3 + H2SO4 → H2S2O3 + Na2SO4 (быстро)

H2S2O3 → S↓ + H2SO3 (медленно)

H2SO3 → H2O + SO2 (быстро)

В результате реакции получается сера, образующая коллоидный раствор бледно-желтого цвета. Скорость реакции будет определяться скоростью лимитирующей (самой медленной) стадии, поэтому о ней можно судить по времени с начала реакции до появления осадка серы.

При постоянной температуре и концентрации кислоты скорость реакции будет пропорциональна концентрации тиосульфата натрия.

V = k⋅C(Na2S2O3)

где V - скорость реакции; k - константа скорости; C(Na2S2O3) - молярная концентрация тиосульфата натрия Na2S2O3.

Порядок выполнения опыта

1. В три стакана налейте раствор Na2S2O3: в первый - 10 мл, во второй - 20 мл и в третий - 30 мл.
2. Прилейте дистиллированной воды: в первый стакан - 20 мл, во второй - 10 мл. В третий стакан воды не добавлять. Таким образом, если принять концентрацию Na2S2O3 в первом стакане за 1, то во втором она будет равна 2, а в третьем - 3.
3. Включите секундомер и одновременно прилейте в первый стакан при перемешивании 20 мл раствора H2SO4. Измерьте время появления серы и определите скорость реакции, как величину, обратно пропорциональную времени появления серы.
4. Тот же опыт проделайте с растворами во втором и третьем стаканах.

## Результаты и их обработка

1. Результаты опыта запишите в таблицу.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Стакан | | |
| 1. Объем Na2S2O3, мл | 1 | 2 | 3 |
| 2. Объем воды, мл |  |  |  |
| 3. Относительная концентрация Na2S2O3 |  |  |  |
| 4. Время появления серы, сек |  |  |  |
| 5. Относительная скорость реакции, сек- 1 |  |  |  |

2. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации Na2S2O3. Для этого по оси ординат отложите скорость реакции, а по оси абсцисс - относительную концентрацию Na2S2O3. Сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации Na2S2O3.

### Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Описание опыта

Изучается влияние изменения температуры на скорость реакции. Изучаемая реакция та же, что и в опыте 1. При этом концентрации и Na2S2O3, и кислоты сохраняются постоянными.

Порядок выполнения опыта

1. Налейте в одну пробирку 5 мл раствора серной кислоты, а в другую - 5 мл Na2S2O3.
2. Обе пробирки поставьте вертикально в стакан с водой, примерно через 3 минуты измерьте температуру растворов термометром и запишите ее.
3. Слейте растворы кислоты и тиосульфата натрия, одновременно включите секундомер и измерьте время появления серы.
4. Повторите проделанный опыт, предварительно нагрев воду в стакане на 100.

Результаты и их обработка

1. Запишите результаты измерений в таблицу:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Стакан | |
| 1. Объем Na2S2O3, мл | 1 | 2 |
| 2. Объем кислоты, мл |  |  |
| 3. Температура 0С |  |  |
| 4. Время появления серы, сек |  |  |
| 5. Относительная скорость реакции, сек- 1 |  |  |

2. Пользуясь формулой зависимости скорости реакции от температуры, рассчитайте температурный коэффициент реакции γ.

**Опыт 3. Смещение химического равновесия**

Описание опыта

Изучается влияние на состояние химического равновесия изменения концентрации реагирующих веществ.

Опыт проводится на примере обратимой реакции

FeCl3 + 3KSCN = Fe(SCN)3 + 3KCl

В результате прямой реакции образуется соль - роданид железа(III), Fe(SCN)3 - темно-красного цвета. Интенсивность окраски реакционной смеси зависит от концентрации Fe(SCN)3. Наблюдая за изменением окраски смеси при изменении концентрации реагирующих веществ, можно судить о направлении смещения химического равновесия в изучаемой системе.

Порядок выполнения опыта

1. В стакане смешать по 10 мл 0,5 н растворов FeCl3 и KSCN.
2. Реакционную смесь, равновесие в которой устанавливается практически мгновенно, разлить в четыре пробирки. Первая пробирка является контрольной, для сравнения.
3. Во вторую пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора FeCl3.
4. В третью пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора KSCN.
5. В четвертую пробирку добавить несколько кристалликов KCl и раствор перемешать.

Результаты и их обработка

1. Наблюдения запишите в таблицу.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Пробирка | | | |
| 1. Цвет раствора до опыта | 1 | 2 | 3 | 4 |
| 2. Какое вещество добавили |  |  |  |  |
| 3. Цвет раствора после добавления вещества |  |  |  |  |
| 4. Направление смещения равновесия |  |  |  |  |

2. Напишите уравнение изучаемой реакции и на основе принципа Ле Шателье объясните направление смещения равновесия в присутствии одноименного иона.

3. Оформите отчет по лабораторной работе № 2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

**ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ**

**АМФОТЕРНОСТЬ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ**

Цель работы: экспериментальная проверка положений теории электролитической диссоциации.

Оборудование: кристаллические вещества: Na2CO3, H2C2O4, Zn. Растворы: ZnCl2, NaOH (2н), HCl (2н), HCl (0,1н), Al2(SO4)3, H2SO4 (2н), Na2SO4, MgSO4, BaCl2, Na2CO3, K2CO3, CH3COOH (0,1н).

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§ 81-88.*

# Теоретическая часть

Электролиты - вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Неэлектролиты - вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.

Распад электролитов на ионы при растворении или в расплаве называется электролитической диссоциацией. Например:

NaCl = Na+ + Cl-

CH3COOH = H+ + CH3COO-

Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации - степень диссоциации (α) и константа диссоциации (*Кд)*

Степень диссоциации - отношение числа диссоциированных на ионы молекул к общему числу молекул электролита в растворе или расплаве.

*α* = C(дис)/С(общ),

где Сдис – концентрация диссоциированных молекул;

Собщ – общая концентрация молекул электролита.

Константа диссоциации - константа равновесия процесса электролитической диссоциации (более точное название - константа ионизации).

Например, для 0,1 моль/л раствора CH3COOH при 25 0С *α*  = 32 %. Это означает, что из 10000 молекул CH3COOH, находящихся в растворе, 132 диссоциированы на ионы H+ и CH3COO-, а остальные 9868 молекул - недиссоциированы.



p*K* = lg *Кд* = 4,76

Электролиты, имеющие величину α, близкую к 100%, называются сильными, а имеющие *α* < 100% - слабыми.

Сильные электролиты - растворимые в воде соли (NaCl, Al2(SO4)3, BaCl2 и др.), щелочи (NaOH, KOH, Ca(OH)2 и др.), многие минеральные кислоты (HCl, HNO3, H2SO4 и др.).

Слабые электролиты - некоторые минеральные и большинство органических кислот (HNO2, H2SO3, H2S, H2CO3, H2SiO3, HCN, H3PO4, CH3COOH, H2C2O4 и др.), гидроксид аммония NH4OH.

Для слабых электролитов выполняется *закон разбавления Оствальда*

*Кд =α2 С*

где: *Кд* - константа диссоциации, *α* - степень диссоциации, *С* - концентрация (в моль/л) слабого электролита.

Многоосновные кислоты, многокислотные основания, кислые и основные соли диссоциируют ступенчато.

Например, H3PO4 диссоциирует в три ступени (три стадии):

1) H3PO4 = H+ + Н2PO4- K*д1* = 7,5⋅10-3

2) H2PO4- = H+ + HPO42-  K*д2* = 6,3⋅10-8

3) HPO42- = H+ + PO43- K*д3* = 1,3⋅10-12 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

H3PO4 = 3H+ + PO43- K*д = K1⋅⋅К2⋅К3* = 6,14⋅10-22

Кислоты- электролиты, образующие при диссоциации катионы только одного типа - H+.

Щелочи - электролиты, образующие при диссоциации анионы только одного типа - ОН- (гидроксид-ионы). Электролиты, которые при диссоциации могут образовывать и катионы H+, и анионы ОН-, называются амфотерными.

К амфотерным электролитам относятся:

Be(OH)2, Zn(OH)2, Pb(OH)2, Sn(OH)2, Al(OH)3, Cr(OH)3 и некоторые другие.

Кислотно-основное равновесие в растворе амфотерного электролита (например, Sn(OH)2) можно представить в следующем виде:

Sn(OH)2кр

- 2H2O ↑↓

2H+ + Sn(OH)4]2-⇔ H2[Sn(OH)4] ⇔ [Sn(OH)2р-р] ⇔ Sn2+ +2OH- по типу кислоты + 2H2O по типу основания

В соответствии с принципом Ле Шателье при увеличении концентрации ионов H+ (при добавлении кислоты) равновесие смещается вправо. В результате образуются соли, содержащие катион Sn2+:

Sn(OH)2 + 2HCl = SnCl2 + 2H2O

При увеличении концентрации ионов ОH- (при добавлении щелочи) равновесие смещается влево. В результате образуются соли, содержащие анионы [Sn(OH)4]2-

Sn(OH)2 + 2NaOH = Na2[Sn(OH)4]

Реакции между растворами электролитов называются ионными реакциями. Химическое равновесие в ионных реакциях смещено в сторону образования наименее растворимых веществ, летучих соединений или наименее диссоциирующих веществ.

**Экспериментальная часть**

**Опыт 1. Ионизирующее действие воды**

Описание опыта

Диссоциация электролитов на ионы в растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические Na2CO3 и H2C2O4 (щавелевая кислота). В этих условиях свободных ионов нет и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют и начинается ионная реакция.

Порядок выполнения опыта

1. В сухой пробирке смешать небольшие количества кристаллических Na2CO3 и H2C2O4. Записать наблюдения.

1. К полученной смеси добавить воды. Записать наблюдения.

Задание

1. Напишите уравнения реакций электролитической диссоциации Na2CO3 и H2C2O4 и уравнение реакции между ними в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Выпишите из справочника значения рКα H2CO3 и H2C2O4 и определите, какая из этих кислот сильнее.

**Опыт 2. Получение и свойства амфотерных гидроксидов**

Описание опыта

Амфотерные гидроксиды плохо растворимы в воде. Они могут взаимодействовать и с кислотами, и со щелочами. В опыте необходимо получить осадки Zn(OH)2 и Al(OH)3 и исследовать их взаимодействие с кислотой и щелочью.

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налить примерно 2 мл хлорида цинка и добавить по каплям раствор щелочи до образования осадка.

1. Осадок разделить на две пробирки.
2. В первую пробирку прилить раствор кислоты; а во вторую - раствор щелочи.
3. Аналогично провести опыт с солью алюминия.

Задание

1. Напишите уравнения реакций образования Zn(OH)2 и Al(OH)3 и их взаимодействия с кислотами и щелочами в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. На основании справочных данных сделайте вывод, какое из этих соединений Zn(OH)2 и Al(OH)3 менее растворимо в воде.

3. Напишите схему равновесий в растворах Zn(OH)2 и Al(OH)3. На основе принципа Ле Шателье покажите направление смещения равновесий при добавлении кислоты и щелочи.

**Опыт 3. Ионные реакции: смещение равновесия в сторону**

**образования осадков**

Порядок выполнения опыта

1. В отдельные пробирки взять по 1-2 мл растворов серной кислоты, сульфата натрия, сульфата марганца и сульфата алюминия.

1. В каждую пробирку добавить 2-3 капли раствора хлорида бария.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

1. Выпишите из справочника значение Кs BaSO4.

3. Сделайте вывод о механизме этих реакций и о направлении смещения равновесия в реакционных системах.

**Опыт 4. Ионные реакции: смещение равновесия в сторону**

**образования газообразных веществ**

Порядок выполнения опыта

1. В отдельные пробирки взять по 2-3 мл растворов карбоната натрия и карбоната калия.

1. В каждую пробирку добавить 3-4 капли 2н раствора соляной кислоты.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

1. Сделайте вывод об устойчивости угольной кислоты.

3. Сделайте вывод о механизме проведенных реакций и направлении смещения равновесия в исследованных реакционных системах.

**Опыт 5. Зависимость степени диссоциации от природы**

**электролита**

Описание опыта

Проводится реакция металлического цинка с соляной и уксусной кислотами. Концентрация кислот одинакова. Скорость реакции будет зависеть от концентрации ионов Н+ в растворе, то есть от степени диссоциации *α* исследуемых кислот.

Порядок выполнения опыта

1. В одну пробирку налить 2-3 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, в другую - столько же 0,1 н раствора уксусной кислоты.

2. В каждую пробирку опустить по кусочку металлического цинка примерно одинакового размера.

Задание

1. Напишите уравнения реакций Zn с HCl и CH3COOH в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Рассчитайте концентрацию ионов Н+ и величину рН в 0,1 н растворе HCl и 0,1 н растворе CH3COOH.

3. Оформите отчет о лабораторной работе №3.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ (Ks)

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ (рН). ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: экспериментальное изучение процессов, происходящих в растворах и характеризующих состояние компонентов горных пород при их растворении.

Оборудование: кристаллические вещества: NaCl, Na2SO4, Na2SO3, Na3PO4, Al2(SO4)3, Zn(NO3)2, (NH4)2CO3. Растворы: K2CrO4, AgNO3, KCl, Na2S, CH3COONa, фенолфталеин, SbCl3, HCl (2н), Al2(SO4)3, Na2CO3, NaOH (2н). Вода дистиллированная кипяченая, универсальный индикатор, стеклянные палочки, водяная баня, пробиркодержатель.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§ 89-92.*

**Теоретическая часть**

Произведение растворимости. В насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре и называется произведением растворимости (Ks).

Для системы АaВb = аАb+ + bBa-

твердое в-во раствор

Ks (АaВb) = [Аb+]a ⋅ [Ba-]b

Например, в насыщенном растворе BaSO4 (минерал "тяжелый шпат") устанавливается равновесие

BaSO4(тв) = Ba2+(р-р) + SO42-(р-р)

Ks (BaSO4) 25oC = [Ba2+] ⋅ [SO42-] = 1,1⋅10-10 (см. табл.)

Зная значение Ks, можно рассчитать растворимость вещества (s, моль/л).

Пример 1. Определить растворимость BaSO4 при 250С:

BaSO4 = Ba2+ + SO42-

s s s

Ks(BaSO4) = [Ba2+]⋅[SO42-] = s⋅s = s2

 моль/л

Пример 2. Определить растворимость Cu2S (минерал куприт):

Cu2S = 2Cu+ + S2-

s 2s s

Ks(Сu2S) = 2,5⋅10-48 Ks (Сu2S)= [Cu+]2⋅[S2-] = (2s)2 ⋅ s = 4s3

 моль/л

Условие образования осадков - произведение концентраций ионов электролита в растворе больше, чем Ks.

Условие растворения осадков - произведение концентраций ионов электролита в растворе меньше, чем Ks.

В насыщенном растворе произведение концентраций ионов электролита в растворе равно Ks. Для растворения осадка надо уменьшить концентрацию одного из ионов в растворе ("связать ион"). Этого можно достигнуть различными способами.

а) Связывание иона в слабый растворимый электролит:

Mg(OH)2 (тв) + 2NH4+ (р-р) = Mg2+ (р-р) + 2NH4OH

Fe(OH)3 (тв ) + 3H+ (р-р) = Fe3+ (р-р) + 3H2O

б) Связывание иона в газообразное вещество:

CaCO3 (тв) + 2H+ (р-р) = Ca2+ (р-р) + CO2↑ + H2O

FeS (тв) + 2H+ (р-р) = Fe2+ (р-р) + H2S↑

в) Связывание иона в комплексное соединение с большой константой устойчивости:

AgCl (тв) + 2NH3 = [Ag(NH3)2]+ (р-р) + Cl- (р-р)

г) Связывание иона в менее растворимое соединение:

2AgCl (тв) + S2- (р-р) = Ag2S (тв) + 2Cl- (р-р)

Ks (AgCl) = 1,8⋅10-10 Ks (Ag2S) = 6,0⋅10-50

Водородный показатель. Вода - слабый электролит.

HOH = H+ + OH- - Q

(Ионы H+ и OH- в растворе существуют в гидратированной форме: (H3О+)⋅nH2O и (OH-)⋅nH2O)

*Кд* = [H+]⋅[OH-]/[HOH]

Так как [HOH] ≈ const, то

*Кw*= *Кд*⋅[HOH] = [H+]⋅[OH-] = 10-14 (при 20 0С)

*Кw* называется ионным произведением воды. В воде [H+] = [OH-]. Следовательно, из последнего уравнения получаем:

 (моль/л)

Концентрацию ионов водорода в воде или растворах удобно выражать с помощью водородного показателя рН.

рН = - lg[H+]

Для воды рН = - lg[H+] = - lg10-7 = 7.

Используется также гидроксильный показатель рОН

рОН = - lg[ОH-]

Из представленных уравнений видно, что рН + рОН = 14

Растворы, рН которых равен 7, называются нейтральными, рН которых меньше 7 - кислыми, рН которых больше 7 - щелочными.

Таблица

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Характерис-  Тика | Среда | | | | |
| Кислая | | Нейтральная | Щелочная | |
| [H+] |  | пример |  |  | пример |
| PH | >10-7 | 10-2 | 10-7 | <10-7 | 10-8 |
| [OH-] | <7 | 2 | 7 | >7 | 8 |
| POH | <10-7 | 10-9 | 10-7 | >10-7 | 10-3 |
| Kw | >7 | 9 | 7 | <7 | 3 |
| pH + pOH |  |  |  |  |  |

При нагревании диссоциация молекул воды в соответствии с принципом Ле Шателье увеличивается.

Гидролиз солей - процесс взаимодействия ионов соли с полярными молекулами воды, в результате которого образуется слабый электролит.

Различают 4 случая гидролиза солей.

а) Гидролиз солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой. NaNO3 + HOH = NaOH + HNO3

Na+ + NO3- + HOH = Na+ + OH- + H+ + NO3 -

HOH = H+ + OH-

Гидролиз не идет, рН = 7.

б) Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.

1. СH3СOONa + HOH = СH3СOOН + NaOH

Na+ + СH3СOO- + HOH = СH3СOOН + Na+ + OH-

СH3СOO- + HOH = СH3СOOН + OH-

2. Na3PO4 + HOH = Na2HPO4 + NaOH

3Na+ + PO43- + HOH = 3Na+ + HPO42-+ OH-

PO43- + HOH = HPO42- + OH-

рН раствора >7, то есть образуется щелочная среда.

Гидролиз идет частично по I ступени.

в) Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой.

1. NH4Cl + HOH = NH4OH + HCl

NH4+ + Cl- + HOH = NH4OH + H+ + Cl-

NH4+ + HOH = NH4OH + H+

2. CuCl2 + HOH = CuOHCl + HCl

Cu2+ + 2Cl- + HOH = CuOH+ + 2Cl- + H+

Cu2+ + HOH = CuOH+ + H+

рН раствора <7, то есть образуется кислая среда.

Гидролиз идет частично по I ступени.

г) Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Например, Al2S3. Эта соль в водном растворе не существует, гидролиз идет полностью и до конца. В таблице растворимости для таких соединений стоит черта.

Al2S3 + 6HOH → 2Al(OH)3 + 3H2S

Если в таблице растворимости для солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами, стоит "Р", это означает, что они существуют, но сильно гидролизуются.

(NH4)2CO3 + HOH = NH4HCO3 + NH4OH

рН раствора определяется исходя из значений констант диссоциаций слабых кислоты и основания

Процесс гидролиза характеризуется степенью гидролиза (*h*) и константой гидролиза (*Кг*).

h= (число гидролизованных молекул соли)/(общее число молекул соли в растворе)

*Кг*= Кw/*Кдис. слабого электролита*

В случае ступенчатого гидролиза процесс идет в основном только по первой ступени. Например, Na2CO3 - соль сильного основания и слабой кислоты.

1 ступень: Na2CO3 + HOH = NaHCO3 + NaOH

2Na+ + CO32- + HOH = Na+ + HCO3- + Na+ + OH-

CO32- + HOH = HCO3- + OH-

рН > 7, *Кг1 = Кw/КHCO3* - = 10-14/10-12 =10-2

2 ступень: NaHCO3 + HOH = H2CO3 + NaOH

Na+ + HCO3- + HOH = H2CO3 + Na+ + OH-

HCO3- + HOH = H2CO3 + OH-

рН > 7,  *Кг2 = Кw/КH2CO3*= 10-14/10-5 =10-9

Сравнивая *К1* и *К2*, видим, что вторая ступень гидролиза идет в очень малой степени.

В соответствии с принципом Ле Шателье гидролиз солей можно усилить нагреванием и разбавлением раствора.

**Экспериментальная часть**

**Опыт 1. Растворение осадка в результате связывания**

**одного из ионов в менее растворимое соединение**

Описание опыта

Последовательно проводят три реакции. В первой взаимодействием K2CrO4 и AgNO3 получают кирпично-красный осадок Ag2CrO4. При добавлении к реакционной системе избытка KCl осадок Ag2CrO4 растворяется и образуется белый осадок AgCl и, наконец, при добавлении к системе раствора Nа2S белый осадок AgCl растворяется и образуется черный осадок Ag2S.

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налить 1 мл раствора K2CrO4 и по каплям добавить раствор AgNO3.
2. К раствору с осадком прилить избыток раствора KCl.
3. В ту же пробирку прилить несколько капель раствора Nа2S.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Выпишите из справочника значения Ks Ag2CrO4, AgCl, Ag2S и рассчитайте растворимость (s, моль/л) этих солей. Сравните растворимость солей.

3. Рассчитайте концентрацию [Ag+] в насыщенных растворах Ag2CrO4, AgCl и Ag2S.

4. Объясните, почему происходит растворение Ag2CrO4 при добавлении избытка раствора KCl. Напишите схему равновесий в растворе и укажите направление смещения равновесия.

5. Рассчитайте минимальную концентрацию ионов [Ag+] в растворе, необходимую для образования осадка при добавлении 2н растворов K2CrO4, KCl и Nа2S.

**Опыт 2. Определение реакции среды при гидролизе солей**

Описание опыта

В отдельных пробирках растворяют кристаллы различных солей. В результате гидролиза меняется рН растворов. С помощью универсального индикатора проводят измерение рН растворов.

Порядок выполнения

1. В отдельных пробирках растворить в 1-2 мл кипяченой дистиллированной воды несколько кристаллов следующих солей: хлорида натрия, сульфата натрия, сульфита натрия, фосфата натрия, сульфата алюминия, нитрата цинка и карбоната аммония.

2. На предметное стекло положить кусочки универсальной индикаторной бумаги. С помощью чистой стеклянной палочки смочить индикаторную бумагу раствором каждой из солей.

3. По цвету индикаторной бумаги определить рН раствора.

Задание

1. Запишите результаты опыта в таблицу.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № | Формула  растворенной  соли | рН  раствора | Реакция среды  (кислая или  щелочная) |
| 1 | H2O |  |  |
|  |  |  |  |
| … |  |  |  |

2. Напишите уравнения гидролиза исследованных солей в молекулярной и ионной формах. Объясните наблюдаемое значение рН растворов.

3. Почему для приготовления растворов надо использовать прокипяченную дистиллированную воду?

1. Вычислите *Кг* исследованных солей.

**Опыт 3. Влияние температуры на гидролиз**

Описание опыта

В соответствии с принципом Ле Шателье изменение температуры раствора соли может увеличивать или уменьшать степень гидролиза. Готовят раствор соли и прибавляют к нему индикатор (фенолфталеин) для определения рН раствора. По изменению интенсивности окраски индикатора при нагревании или охлаждении раствора судят об увеличении или уменьшении концентрации ионов ОН- и, следовательно, об изменении степени гидролиза.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 2-3 мл раствора ацетата натрия и прилить к нему 1-2 капли фенолфталеина. Заметить интенсивность окраски раствора.

2. Нагреть раствор на водяной бане до кипения. Отметить интенсивность окраски раствора.

1. Охладить раствор в холодной воде. Отметить окраску раствора.

Задание

1. Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах.

2. Запишите наблюдения и объясните изменение окраски раствора при нагревании и охлаждении.

1. Вычислите *Кг* ацетата натрия.

**Опыт 4. Гидролиз хлорида сурьмы**

Описание опыта

Степень гидролиза солей зависит от их природы. В случае гидролиза SbCl3 идут следующие процессы:

1) SbCl3 + HOH = Sb(OH)Cl2 + HCl

Sb3+ + HOH = Sb(OH)2+ + H+

2) Sb(OH)Cl2 + HOH = Sb(OH)2Cl + HCl

↓ ↓

SbOCl↓ HOH

Sb(OH)2+ + Cl- = SbOCl↓ + H+

В результате гидролиза по второй ступени образуется Sb(OH)2Cl - неустойчивое вещество, которое разлагается с образованием осадка оксохлорида сурьмы SbOCl. Это приводит к смещению равновесия гидролиза вправо. Поэтому растворы SbCl3 можно готовить только в сильнокислой среде.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку примерно 1 мл SbCl3.

1. Добавить к раствору SbCl3 примерно 5 мл воды.
2. Добавить в реакционную смесь раствор соляной кислоты.

Задание

1. Напишите уравнения гидролиза SbCl3. Запишите признаки реакций.

1. Объясните причины образования и растворения осадка SbOCl.

**Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза соли слабого**

**основания солью слабой кислоты**

Описание опыта

Гидролиз соли усиливается, если связать один из ионов, образующийся в результате гидролиза, в слабый электролит. В результате гидролиза соли слабого основания в растворе образуются свободные ионы Н+ (рН < 7), а в результате гидролиза соли слабой кислоты - ионы ОН- (рН > 7). Но ионы Н+ и ОН- связывают друг друга в слабый электролит Н2О. Поэтому степень гидролиза солей увеличивается, то есть гидролиз одной соли усиливает гидролиз другой и наоборот. В результате гидролиз таких солей доходит до конца. Так если смешать растворы Al2(SO4)3 и Na2CO3, то в результате образуется осадок Al(ОН)3 и выделится СО2, но не образуется Al2(CO3)3.

|  |  |
| --- | --- |
| В растворе Al2(SO4)3 |  |
| Аl2(SO4)3 + 2НОН = 2AlОНSO4 + Н2SO4 | | |  |
| Al3+ + НОН = AlОН2+ + Н+  В растворе Na2CO3  Na2CO3 + НОН = NaНCO3 +NaОН  CO32- + НОН = НCO3- + OН- | | |  |

В соответствии с принципом Ле Шателье это усиливает гидролиз обеих солей: AlОН2+ + НОН = Al(ОН)2+ + Н+

Al(ОН)2+ + НОН = Al(ОН)3↓ + Н+

НCO3- + НОН = Н2CO3 + ОН-

↓ ↓

СО2↑ Н2О

В результате всех этих процессов:

Al2(SO4)3 + 3Na2CO3 + 3Н2О = 2Al(ОН)3↓ + 3СО2↑+ 3Na2SO4

Порядок выполнения.

1. Смешать в пробирке по 5-6 капель сульфата алюминия и карбоната натрия.

# Задание

1. Напишите уравнения и признаки реакций при смешивании растворов сульфата алюминия и карбоната натрия.
2. Напишите уравнения реакций, которые доказывают, что образовался осадок гидроксида алюминия, а не карбоната алюминия.
3. Докажите, что образовавшийся осадок Al(ОН)3.

4. Рассчитайте, при каком рН начинается образование осадка Al(ОН)3, если концентрация [Al3+] в растворе равна 0,1 моль/л.

5. Оформите отчет о лабораторной работе №4.

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы: ознакомление со способами получения и наиболее характерными свойствами комплексных соединений.

Оборудование: Растворы: AgCl, CuSO4, NiCl2, Zn(NO3)2, NH4OH, CdCl2, HgCl2, Na2SO4, NaOH, AlCl3, SnCl2, PbCl2, CrCl3, H2C2O4, FeCl2, FeCl3, KCSN, K4[Fe(CN)6], K3[Fe(CN)6], NH4Fe(SO4)2, Na3[Co(NO2)6].

*Литература: Р.Л.Глинка. Общая химия. §§203-208.*

*.*

## Теоретическая часть

Комплексными (координационными) соединениями называются сложные соединения, образование которых из более простых частиц, молекул, ионов не связано с возникновением новых электронных пар. Примеры комплексных соединений:

К3[Co(СN)6] – комплексное соединение анионного типа;

[Ag(NH3)2]NO3 – комплексное соединение катионного типа;

[Pt(NH3)2Cl2] – электронейтральное комплексное соединение.

Комплексные соединения состоят из центрального атома (или иона) (в приведенных примерах – ионы Co3+, Ag+, Pt2+) и связанных с ним молекул или ионов (NH3, CN-, Cl-) – лигандов. Центральный атом комплексообразователь – акцептор, а лиганды - доноры электронов. При образовании комплекса между ними возникает донорно-акцепторная (координационная) связь.

# Число атомов лигандов, координированных центральным атомом, называется координационным числом (к.ч.). В соединении [Ag(NH3)2]NO3 координационное число Ag+ равно 2. Лиганды, связанные с центральным атомом, образуют внутреннюю координационную сферу комплексного соединения (например, в комплексе [Ag(NH3)2]NO3 внутренней сферой является [Ag(NH3)2]+). В растворе комплекс сохраняет индивидуальность, хотя имеет место и диссоциация:

[Ag(NH3)2]+⮀ [Ag(NH3)]+ + NH3

[Ag(NH3)]+ ⮀Ag+  + NH3

Каждому из рассмотренных процессов соответствует константа нестойкости:

К1нестойкости = ;

К2нестойкости = 

К1-2нестойкости = К1нестойкости ⋅ К2нестойкости

К1-2нестойкости = 

Константа суммарного процесса – общая константа нестойкости комплексного иона – равна произведению последовательных констант всех его ступеней. Чем меньше величина константы нестойкости, тем прочнее данный комплекс. Величина обратная константе нестойкости, называется константой устойчивости.

Кустойчивости = 1/Кнестойкости

Анионы и катионы (противоионы), входящие вместе с комплексом в состав координационного соединения образуют внешнюю сферу.

Катионные и анионные комплексные соединения обычно являются сильными электролитами и в водных растворах диссоциируют по типу сильного электролита, на ионы внутренней и внешней сфер. Электронейтральные комплексы не являются электролитами и в водных растворах не диссоциируют. Заряды внутренней и внешней сфер равны между собой по величине и противоположны по знакам. Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов. Пример:

К3[Co3+(СN-)6] ⮀ 3K+ + [Co(СN)6]3-

[Ag+(NH30)2]NO3 ⮀ [Ag(NH3)2]+  + NO3-

В зависимости от числа донорных атомов лиганда, способных к координации, различают моно-, би- и …полидентатные лиганды. Например, оксалат-ион С2О42- является бидентатным лигандом. Лиганды, координирующиеся через два и более донорных атомов к одному центральному атому, называется хелатным. Примером хелатного лиганда является двунатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА) – трилон Б.

## Экспериментальная часть

## Опыт 1. Образование аммиакатов

### Описание опыта

Опыт проводится на примере образования аммиакатов – комплексов, в которых лигандами являются молекулы аммиака (NH3). Комплексные соединения (аммиакаты) получают реакцией соли металла – комплексообразователя с раствором аммиака, взятым в избытке.

AgNO3 + 2NH4OН = [Ag+(NH30)2]NO3 + 2Н2О

CuSO4 + 6NH4OН = [Cu(NH30)6]SO4 + 6Н2О

NiSO4 + 6NH4OН = [Ni(NH3 )6]SO4 + 6Н2О

Zn(NO3)2 + 4NH4OН = [Zn(NH3 )4](NO3)2 + 4Н2О

### Порядок выполнения опыта

### 1. Возьмите четыре пробирки и поместите в каждую из них 4-5 капель растворов солей: в первую - AgNO3, во вторую - CuSO4, в третью - NiSO4, в четвертую - Zn(NO3)2. В каждую из пробирок добавьте NH4OН до образования осадка. В каждую из пробирок добавьте избыток NH4OН до растворения осадка.

### Растворы в первых двух пробирках оставьте для проведения опыта 2.

### Задание

### Отметьте цвет осадков. Запишите уравнения реакций получения осадков.

### Отметьте цвет полученных комплексных соединений. Запишите уравнения реакций получения комплексных соединений.

### Укажите для полученных комплексных соединений: металл-комплексообразователь, лиганд, координационное число и величину Кнест.

### Определите, какой из полученных комплексов наиболее устойчив.

### Опыт 2. Разрушение комплексных соединений

### Описание опыта

Смещение равновесия диссоциации в системах, содержащих комплексные ионы, определяется теми же правилами, что и в растворах простых (некомплексных) электролитов, а именно: равновесие смещается в направлении возможно более полного связывания комплексообразователя или лиганда, так, что концентрации этих частиц, остающихся в растворе несвязанными, принимают максимально возможные в этих условиях значения. Для решения вопроса о направлении смещения равновесия необходимо оценить значения равновесных концентраций ионов в рассматриваемой системе. В данном опыте рассматривается смещение равновесия в сторону разрушения комплексного соединения под действием сильного электролита (азотной кислоты).

### Порядок выполнения опыта

1. К растворам [Ag+(NH30)2]NO3  и [Cu(NH30)6]SO4, полученным в опыте 1, по каплям добавьте раствор азотной кислоты до полного разрушения комплексов: в первой пробирке выпадает осадок, во второй – меняется цвет раствора.

#### Задание

#### 1. Напишите уравнения реакций разрушения этих комплексных соединений и наблюдения.

#### 2. Укажите для данных комплексных соединений значения констант нестойкости. Укажите причину разрушения комплексов.

##### Опыт 3. Образование гидроксокомплексов

##### Описание опыта

В данном опыте изучается способ образования гидроксокомплексов – комплексов, в которых лигандом является гидроксид-ион (ОН-). Гидроксокомплексы получают действием избытка щелочи на соответствующее основание.

Порядок выполнения опыта

К растворам солей Zn2+, Al3+, Pb2+, Cr3+ добавьте по каплям раствор щелочи до образования осадков, затем подействуйте избытком раствора щелочи до полного растворения полученных осадков.

Задание

1. Отметьте цвет полученных осадков и образовавшихся гидроксокомплексов.

2. Напишите уравнения реакций образования комплексных соединений.

Опыт 4. Электролитическая диссоциация комплексных

соединений и двойных солей

**а) диссоциация двойных солей**

#### Порядок выполнения опыта

В три пробирки налейте по 3-5 капель раствора железоаммонийных квасцов NH4Fe(SO4)2. В первую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора щелочи и нагрейте. Во вторую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. В третью – 2-3 капли раствора роданида калия.

Задание

1. Отметьте цвет полученных осадков и образовавшихся соединений.

2. Напишите уравнение реакции диссоциации двойной соли NH4Fe(SO4)2 в водном растворе и уравнения проделанных аналитических реакций на ионы NH4+, Fe 3+, SO42-.

**б)** **диссоциация комплексных соединений**

#### Порядок выполнения опыта

В две пробирки налейте по 3-5 капель раствора гексацианоферрата (III) калия K3[Fe(CN)6]. В первую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора гексанитрокобальтата натрия К3[Co(СN)6]. Во вторую– 2-3 капли раствора роданида калия.

###### Задание

1. Отметьте цвет полученных осадков и образовавшихся комплексных соединений.

2. Напишите уравнение ионногенной диссоциации комплексного соединения K3[Fe(CN)6]и уравнения проделанных аналитических реакций на ионы K+ и Fe3+.

3. Оформите отчет о лабораторной работе №5.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

# ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: Ознакомление с наиболее характерными химическими свойствами металлов, ознакомление со свойствами важнейших окислителей и восстановителей, выработка навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Оборудование: Кристаллические вещества: KMnO4, NaCl, NaNO2, NaBiO3. Металлы: Fe (порошок), Mg, Zn, Fe (стружка), Cu, медная и железная проволоки. Растворы: HCl (конц), Na2S2O3, KSCN (NH4SCN), AgNO3, NH4OH, HNO3 (конц), фенолфталеин, H2SO4 (2н), HNO3 (2н), H2SO4 (конц), K3[Fe(CN)6], KMnO4, KOH (2н), Na2SO3, K2Cr2O7, NaNO2, SnCl2, KBr, KI, толуол, Cl2. aq, Br2.aq, CuSO4, Pb(NO3)2, MnSO4, HNO3 (2н), NaOH (2н), Bi(NO3)3. Установка для получения хлора, ложечка для сжигания веществ, тигельные щипцы, стеклянные палочки, пробирки, штативы, наждачная бумага.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§ 93-97, 99, 100, 196.*

**Теоретическая часть**

Способы рационального извлечения металлов из руд, их очистка, получение сплавов и оптимальное использование материалов из них связано с особенностями их строения, физических и химических свойств. К главным особенностям металлов можно отнести:

1) специфическую кристаллическую структуру металлов (кроме ртути);

2) особый тип химической связи (металлическая связь);

3) невысокие потенциалы ионизации атомов и связанные с этим восстановительные свойства металлов в химических реакциях;

4) наличие в атомах и ионах металлов свободных атомных орбиталей и способность вследствие этого образовывать координационные соединения, являясь центральными атомами.

По восстановительной способности (активности) в зависимости от строения атомов металлы отличаются друг от друга. Активность металлов возрастает сверху вниз в подгруппах периодической системы (например, Rb более активный металл, чем Li) и уменьшается с ростом заряда ядра в периодах (например, Na более активный металл, чем Fe). Металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных окислительно-восстановительных потенциалов Е0, образуют ряд напряжений или ряд активности металлов. Каждый металл может вытеснять из растворов солей все металлы, стоящие в ряду активности правее его. Металлы, расположенные левее водорода в ряду активности, вытесняют его из воды и неокисляющих кислот, если на поверхности металла не образуется

нерастворимая пленка соли, оксида или гидроксида. Металлы, расположенные правее водорода, не вытесняют его из растворов кислот.

В случае контакта двух металлов в присутствии электролита возникает гальванический элемент, в котором более активный металл является анодом.

Коррозия металлов - разрушение металлов под воздействием окружающей среды. Различают коррозия химическую и электрохимическую.

Электрохимическая коррозия - разрушение металла в среде электролита с возникновением электрического тока. Электрохимическая коррозия связана с возникновением гальванического элемента. При этом активный металл является анодом, отдает электроны и разрушается (образует или нерастворимые продукты - ржавчину, или переходит в виде ионов в раствор), а менее активный металл или примеси являются катодом и принимают электроны.

Под действием окислителей, находящихся в электролите (Н+, растворенный кислород и др.) происходит катодная деполяризация, то есть катод передает электроны, полученные от анода указанным окислителям. Например, процессами катодной деполяризации с участием растворенного в воде кислорода являются:

при рН ≥ 7 О2 + 2Н2О + 4ē → 4OH- ϕ = 0,40 В

при рН < 7 О2 + 4Н+ + 4ē → 2Н2О ϕ = 1,228 - 0,059 В

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) - реакции, в ходе которых меняется степень окисления элементов, входящих в состав реагирующих и образующихся веществ.

Zn + 2HCl = Zn Cl2 + H2 ОВР

Zn0  → Zn+2

2H+ → H20

Zn(OH)2 + 2HCl = ZnCl2 + 2H2O не ОВР

Степень окисления - условный заряд атома, если считать, что молекула состоит только из ионов. В KMnO4 степень окисления Mn равна +7; в K2Cr2O7 степень окисления Cr равна +6

Окисление - процесс отдачи электронов атомом, ионом или молекулой.

Caо - 2ē → Ca+2 - окисление атома кальция.

Восстановление - процесс присоединения электронов атомом, ионом или молекулой.

Cl2о + 2ē → 2Cl- - восстановление молекулы Cl2.

Окислитель - атом, молекула или ион, присоединяющие электроны.

Восстановитель - атом, молекула или ион, отдающие электроны. В ОВР число отданных восстановителем электронов всегда равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Один из методов расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР - метод электронного баланса. При этом используется следующая последовательность действий.

1) Составляется схема реакции. Например:

Cu + HNO3 = Cu(NO3)2 + NO2 + H2O

2) Определяются степени окисления элементов (до и после реакции), у которых она меняется в ходе реакции.

Cu0 - 2ē → Cu+2 ⏐1

N+5  + ē → N+4 ⏐ 2

3) Составляют схему процессов окисления и восстановления и выбирают коэффициенты перед окислителем и восстановителем так, чтобы число отданных и присоединенных электронов было равно.

Восстановитель Cu0 - 2ē → Cu+2 ⏐ 1 окисление

Окислитель N+5 + ē → N+4  ⏐ 2 восстановление

Cu0 - 2ē + 2N+5 + 2ē → Cu+2 + 2N+4

4) Найденные коэффициенты ставятся в уравнение реакции

Cu + (2)HNO3 = Cu(NO3)2 + (2)NO2 + H2O

5) Расставляются коэффициенты перед другими веществами. В данном примере учитываем, что HNO3 идет не только на окисление (2 молекулы), но и на образование Cu(NO3)2 (еще 2 молекулы). Следовательно, в реакцию пойдет всего 4 молекулы HNO3 на 1 атом Cu.

Cu + 4HNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O

## Метод полуреакций (электронно-ионного баланса) основан на составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с учетом рН среды данной реакции, оказывающей определенное влияние на направление протекания реакции. Сильные электролиты в данном методе записываются в виде ионов, слабые - в виде молекул. В ионную схему включают ионы и молекулы, проявляющие окислительно-восстановительные свойства, а также ионы, характеризующие среду (в кислой среде – ионы Н+ и молекулы воды, в щелочной среде – ионы ОН- и молекулы воды, в нейтральной – молекулы воды, ионы Н+ или ОН-):

Ca + HNO3(разб) → NH4NO3 + …

Ca0 - 2ē → Ca2+  ⏐ 4

NO3- +10H+ + 8ē → NH4+ + 3H2O ⏐ 1

4Ca0 + NO3- + 10H+ → 4Ca2+ + NH4+ + 3H2O

4Ca + 10HNO3(разб) → NH4NO3 + 4Ca(NO3)2 + 3H2O

Окислительно-восстановительный потенциал (Еок/вос) - количественная характеристика способности электрохимической системы присоединять или отдавать электроны.

Е ок/вос = Ео ок/вос + . ln([Окисленная форма]/[Восстановленная форма]).

В данном уравнении (уравнении Нернста, 1889 г.): Еоок/вос -стандартный окислительно-восстановительный потенциал, то есть потенциал, измеренный в стандартных условиях (концентрация растворов равна 1 моль/л, Т = 298 К; R - газовая постоянная (8,314 Дж/моль⋅град); Т - абсолютная температура (К); F - число Фарадея (96500 Кл/моль); n - число электронов, участвующих в электродном процессе; [Окисленная форма] - концентрация окисленной формы (моль/л); [Восстановленная форма] - концентрация восстановленной формы (моль/л).

Например, для электродного процесса

Cu - 2ē → Cu+2

ЕоCu+2/Cu = 0,34В; n = 2; [Окисленная форма] = [Cu+2];

[Восстановленная форма] = [Cuo] = const и входит в значение Ео.

Если в уравнение Нернста подставить значения констант и перейти от натуральных логарифмов к десятичным, то получим:

Еок/вос = Еоок/вос + lg([Окисленная форма]/[Восстановленная форма]). Чем больше Ео ок/вос, тем сильнее окислительные свойства; чем меньше Еоок/вос, тем сильнее восстановительные свойства.

Например: ЕоFe+2/Fe = -0,44 В; ЕоSn+2/Sn = -0,14 В. Следовательно, Sn+2 более сильный окислитель, чем Fe+2; Fe более сильный восстановитель, чем Sn.

В ОВР электрохимическая система с более высоким значением Е0 является окислителем, а с более низким - восстановителем. Это позволяет определять направление ОВР. Например, требуется определить, в каком направлении идет реакция:

2NaCl + Fe2(SO4)3 = 2FeSO4 + Cl2 + Na2SO4

Запишем в ионном виде:

2Cl- + 2Fe+3 = 2Fe+2 + Cl2

Находим ЕоCl2/2Cl-= 1,36В; ЕоFe+3/Fe+2 = 0,77В. Видим, что ЕоCl2/2Cl->ЕоFe+3/Fe+2, следовательно, Cl2 - окислитель, Fe+2 - восстановитель и реакция пойдет справа налево.

Для того, чтобы ОВР шла самопроизвольно необходимо, чтобы разность потенциалов (Э.Д.С. = Еоокислителя - Еовосстановителя) была положительной.

Э.Д.С. = Еоок - Еовоcт > 0

Важнейшие окислители: KMnO4, K2Cr2O7, K2CrO4, H2O2, H2SO4конц, HNO3, галогены, O2, S.

Важнейшие восстановители: металлы, углерод, Н2, KI, NaNO2, Na2SO3.

**Экспериментальная часть**

**Опыт 1. Восстановительные свойства металлов**

Описание опыта

Более активные металлы являются более сильными восстановителями, поэтому они вытесняют менее активные металлы из растворов их солей.

Порядок выполнения.

1.Налить в пробирку примерно 3-5 мл раствора CuSO4 и осторожно опустить в него железный гвоздь.

2. В другую пробирку налить 3-5 мл раствора Pb(NO3)2 и осторожно опустить в него кусочек Zn. Записать наблюдения.

Задание

1. Напишите уравнения и укажите признаки реакций.
2. Рассчитайте Э.Д.С. проведенных реакций.
3. Какой из металлов: Cu, Fe, Pb или Zn является самым сильным восстановителем? Какой их ионов: Cu+2, Fe+2, Pb+2 или Zn+2 является самым сильным окислителем? Ответ обосновать.

**Опыт 2. Восстановительные свойства металлов в низких**

**степенях окисления**

Описание опыта

Металлы, которые имеют несколько степеней окисления и находятся в одной из низких степеней, проявляют свойства восстановителя, то есть способны отдавать электроны подходящему окислителю.

Порядок выполнения

1. В пробирку налить 0,5 мл MnSO4, 2 мл НNO3 (2н) и добавить несколько кристаллов окислителя NaBiO3. Наблюдать красно-фиолетовую окраску марганцовой кислоты НMnO4. NaBiO3 + MnSO4 + НNO3 = Bi(NO3)3 + НMnO4 + Na2SO4 + NaNO3 + +Н2O

1. В пробирку налить 2 мл SnCl2 и прибавить избыток NaOН

SnCl2 + NaOН = Sn(OН)2↓ + 2NaCl

Sn(OН)2 + NaOН = Na2[Sn(OН)4]

3. К полученному раствору прилить раствор Bi(NO3)3 до образования черного осадка металлического Bi.

Na2[Sn(OН)4] + Bi(NO3)3 + NaOН=Na2[Sn(OН)6]+Bi↓ + NaNO3

Задание

1. Напишите уравнения и укажите признаки реакций. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, пользуясь методом электронного баланса.

2. Определите, какой из ионов - (MnO4- или BiO3-) является более сильным окислителем в кислой среде?

**Опыт 3. Восстановительные свойства железа в реакции с**

**хлором (под тягой !!)**

Описание опыта

По реакции

КMnO4 + HCl(конц) → MnCl2 + Cl2 + KCl + H2O

получают хлор и собирают его в колбе емкостью 300 мл. Полученный хлор используют для реакции с железом, в результате которой образуется хлорид железа(III). Для доказательства образования FeCl3 поступают следующим образом.

Растворяют полученный FeCl3 в воде и раствор делят на 2 части. С первой частью раствора проводят аналитическую реакцию на ионы Fe3+.

Fe3+ + 3SCN- → Fe(SCN)3 темно-красный

Со второй частью раствора проводят аналитическую реакцию на ионы Cl-:

Cl- + Ag+ → AgCl↓

белый осадок

AgCl + 2NH4OH → [Ag(NH3)2]Cl + 2H2O

бесцветный

[Ag(NH3)2]Cl + HNO3(конц) → AgCl↓ + 2NH4NO3

Порядок выполнения опыта

1. Собрать установку для получения хлора и наполнить хлором колбу.

2. В ложечку для сжигания веществ поместить железные опилки (примерно 1/2 ложечки) и нагреть их на газовой горелке до красного каления.

3. Внести ложечку с железом в колбу с хлором, записать наблюдения.

4. После окончания реакции удалить ложечку, налить в колбу 10-15 мл воды и перемешать содержимое колбы.

5. В две пробирки налить по 2-3 мл полученного раствора; в одну пробирку прилить 2-3 капли раствора КSCN или NH4SCN, а в другую - AgNO3. Записать наблюдения.

Задание

1. Перепишите уравнение реакции получения хлора, укажите признаки реакции, пользуясь методом электронно-ионного баланса, расставьте коэффициенты.

2. Рассчитайте плотность хлора по воздуху. Сделайте вывод - Cl2 легче или тяжелее воздуха.

3. На основании значений Е0 определите, какая из систем MnO4- + 8Н+/ Mn2+ + 4H2O или Cl2/2Cl- является более сильным окислителем.

4. Напишите реакцию взаимодействия железа с хлором. Какие свойства проявляет железо - окислителя или восстановителя?

5. Напишите уравнение диссоциации хлорида железа(III) в водном растворе.

6. Перепишите уравнения аналитических реакций на ионы Fe3+ и Cl-, укажите признаки реакций.

**Опыт 4. Восстановительные свойства магния в реакции с**

**кислородом**

Описание опыта

Металлы при взаимодействии с кислородом образуют как правило оксиды. В зависимости от природы металла и его степени окисления это могут быть основные оксиды (например, СаО), амфотерные (Al2O3) или кислотные (CrO3). В данном опыте исследуется взаимодействие магния с кислородом и свойства полученного оксида.

Порядок выполнения

1. Возьмите тигельными щипцами кусочек магниевой стружки и внесите в пламя горелки.

2. Полученное вещество поместите в пробирку, прилейте 3-4 мл дистиллированной воды, добавьте 2-3 капли фенолфталеина и нагрейте.

Задание

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с кислородом и укажите признаки реакции. Какие свойства (окислителя или восстановителя) имеет магний в данной реакции?

2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида магния с водой и диссоциации гидроксида магния в растворе. Укажите признаки реакций. Оксид магния - основной, амфотерный или кислотный?

3. Выпишите из справочника значение Кs гидроксида магния и сделайте вывод о его растворимости.

**Опыт 5. Восстановительные свойства металлов в**

**реакциях с неокисляющими кислотами**

Порядок выполнения

1. Возьмите 4 пробирки и опустите в первую кусочек магния, во вторую - цинка, в третью - железа и в четвертую - меди.

2. В каждую пробирку налейте по 2-3 мл раствора H2SO4(2н).

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде и укажите признаки реакций. Определите окислитель и восстановитель. Какие свойства проявляют металлы? Какой элемент (ион) является окислителем?

2. Сделайте вывод о том, какие металлы могут окисляться ионами водорода и какие - нет.

3. Расположите исследованные металлы в ряд по их активности.

**Опыт 6. Восстановительные свойства металлов в**

**pеакциях с окисляющими кислотами (под тягой !)**

Порядок выполнения.

1. В отдельные пробирки возьмите по кусочку цинка, железа и меди и прилейте по 2-3 мл раствора HNO3 (2н).

2. Аналогично проведите опыт с концентрированной HNO3.

3. Аналогично проведите опыт с концентрированной H2SO4.

Задание

1. Напишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, пользуясь методом электронно-ионного баланса. Укажите признаки реакций.

2. Определите, какие свойства (окислителя или восстановителя) имеют металлы в изученных реакциях. Какие элементы проявляют свойства окислителя?

3. Сделайте вывод, от каких факторов зависит состав продуктов реакции между металлом и окисляющей кислотой?

**Опыт 7. Сравнительная активность металлов**

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 2-3 мл раствора сульфата меди(II) и опустить в нее железную проволоку.

2. В две пробирки налить раствор сульфата железа(II). В одну из них опустить кусочек меди, в другую - магния.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде и укажите признаки реакций.

2. Сделайте вывод о том, в каких случаях реакция между металлом и солью другого металла возможна и в каких нет. Подтвердите вывод значениями Е0 соответствующих систем.

**Опыт 8. Коррозия железа в присутствии меди в растворе**

**электролита**

Описание опыта

Железо в контакте с медью в присутствии электролита образует гальванический элемент. Более активный металл – анод и будет растворяться. Менее активный металл является катодом. На катоде идет процесс восстановления растворенного кислорода (катодная деполяризация). Процессы идут при рН = 7. Продукты анодного и катодного процессов фиксируются с помощью аналитических реакций:

на аноде: Fe2+ + K3[Fe(CN)6] → KFe[Fe(CN)6]↓ + 2K+

синий

на катоде: образующиеся ионы ОН- окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет.

Порядок выполнения опыта.

1. В пробирке с дистиллированной водой растворить несколько кристалликов NaCl, прилить примерно 0,5 мл раствора K3[Fe(CN)6] и 3-5 капель раствора фенолфталеина. Перемешать полученный раствор.

2. Тщательно очистить наждачной бумагой медную и железную проволоки. Очищенные проволоки перевить между собой для того, чтобы образовалось много контактов между ними.

3. Осторожно опустить проволоки в пробирку с раствором. Пробирку после этого больше не встряхивать. Через несколько минут наблюдать появление окраски вокруг медной и железной проволок.

Задание

1. Запишите наблюдения.

2. Определите анод и катод в имеющемся в опыте гальваническом элементе и подтвердите это значениями Е0. Напишите уравнения анодного процесса и процесса катодной деполяризации. Объясните появление синего осадка около железной проволоки и малиновой окраски раствора около медной проволоки.

3. Сделайте вывод о скорости электрохимической коррозии.

4. Оформите отчет о лабораторной работе №6.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

# СВОЙСТВА р-ЭЛЕМЕНТОВ IV-A ГРУППЫ

**УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ И ОЛОВО**

Цель работы: Ознакомление с некоторыми химическими свойствами неметаллов на примере свойств углерода, кремния и их соединений, имеющих большое значение в практике работы горных инженеров.

Оборудование: Кристаллические вещества: Na2CO3, NaHCO3, MgCO3, BaCO3, K2CO3, (NH4)2CO3, уголь активированный, стекло порошок, Sn. Растворы: Ca(OH)2, BaCl2, CaCl2, MgCl2, ZnCl2, Na2CO3, HCl (2н), индиго, Na2SiO3, HCl (10%), HCl (конц), SnCl2, Bi(NO3)3. Аппарат Киппа, лакмус синий и красный, универсальный индикатор, фенолфталеин, воронки, фильтры бумажные, стеклянные палочки, фарфоровые чашки.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§152-159, 178-189.*

**Теоретическая часть**

Элементы IYA группы (C, Si, Ge, Sn и Pb) имеют 4 валентных электрона на ns2np2 подуровнях. Углерод и кремний - неметаллы со слабо выраженной способностью принимать и отдавать электроны. По мере увеличения порядкового номера элемента в подгруппе металлические свойства возрастают. Германий, олово и свинец - металлы с амфотерными свойствами. Устойчивые степени окисления элементов в неорганических соединениях - +2 и +4.

При обычных условиях углерод и кремний не проявляют заметной химической активности, но при нагревании их активность увеличивается и они могут реагировать с металлами и неметаллами.

Соединения углерода с металлами называются карбидами (например, СаС2 - карбид кальция), соединения кремния - силицидами (Mg2Si - силицид магния). С водородом С и Si образуют газообразные соединения - углеводороды и кремневодороды. При соединении с кислородом С и Si образуют два ряда соединений: СО и SiO - монооксиды углерода и кремния, которые относятся к несолеобразующим оксидам; СО2 и SiO2 - диоксиды углерода и кремния, относящиеся к кислотным оксидам.

Углекислый газ СО2 при растворении в воде образует слабую угольную кислоту:

CO2 + H2O = H2CO3

H2CO3 = H+ + HCO3- K1 = 4,5⋅10-7

HCO3- = H+ + CO32- K2 = 4,8⋅10-11

Диоксид кремния SiO2 - твердое вещество (минералы кварц, полевой шпат), в воде не растворяется. Соответствующие ему кремниевые кислоты общей формулы nSiO2⋅mH2O получаются косвенным путем. Кремниевая кислота H2SiO3 (то есть SiO2⋅H2O) - еще более слабая, чем угольная (K1=1,0⋅10-10) и вытесняется из солей в виде геля или золя (коллоидных растворов) даже при действии угольной кислоты. Соли угольной и кремниевой кислот сильно гидролизуются в водных растворах. Большинство солей угольной (карбонаты) и кремниевой (силикаты) кислот нерастворимы в воде.

Углерод и кремний в свободном состоянии являются восстановителями. Вода и разбавленные кислоты на них не действуют. Концентрированные азотная и серная кислоты окисляют углерод до СО2. Кремний подвергается действию только фтороводородной (плавиковой) кислоты НF. В отличие от углерода кремний реагирует со щелочами.

Олово также образует два ряда соединений: SnO и SnO2 - моно- и диоксид олова. Монооксид олова SnO и соответствующее ему основание Sn(OH)2 - амфотерные соединения. Гидроксид олова(IY) называется оловянной кислотой. Она известна в виде двух модификаций: α-оловянной и β-оловянной кислот. α-Оловянная кислота образуется при действии водного раствора аммиака на хлорид олова(IY). Она растворяется и в кислотах и в щелочах. β-Оловянная кислота образуется при окислении олова азотной кислотой, не взаимодействует с кислотами, но реагирует со щелочами, образуя соли - станнаты.

Олово хорошо растворяется в концентрированной HCl и несколько хуже - в разбавленной.

**Экспериментальная часть**

**Опыт 1. Получение углекислого газа и насыщение им**

**воды**

Порядок выполнения опыта

Получить в аппарате Киппа углекислый газ и пропустить его через налитую в пробирку дистиллированную воду. Через некоторое время определить рН насыщенной углекислым газом воды с помощью лакмуса.

Задание

1. Напишите уравнения реакций получения и очистки углекислого газа в аппарате Киппа. Нарисуйте схему аппарата Киппа. Какие вещества можно получить в аппарате Киппа?

2. Напишите уравнения реакции взаимодействия углекислого газа с водой и диссоциации угольной кислоты. Укажите рН полученного раствора и цвет лакмуса в воде, насыщенной углекислым газом.

3. Выпишите из справочника значения рКа угольной кислоты. Угольная кислота сильная или слабая?

**Опыт 2. Образование карбоната и гидрокарбоната**

**кальция**

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 2-3 мл известковой воды (раствора Са(ОН)2) и пропустите через нее углекислый газ из аппарата Киппа до получения белого осадка.

2. Продолжите пропускание углекислого газа до растворения осадка.

Задание

1. Напишите реакции образования карбоната и гидрокарбоната кальция в молекулярной и ионной формах. Укажите признаки реакций.

2. Выпишите значения Кs(СаСО3) и рассчитайте минимальную концентрацию карбонат-ионов, необходимую для образования осадка СаСО3 из 0,1н раствора Са(ОН)2.

3. Объясните причину растворения осадка СаСО3 при пропускании избытка углекислого газа.

4. Содержание каких солей определяет временную жесткость воды? Как можно устранить временную жесткость воды?

**Опыт 3. Растворимость солей угольной кислоты**

Порядок выполнения

В четыре пробирки налейте по 3-4 мл растворов следующих солей: BaCl2, CaCl2, MgCl2 и ZnCl2. В каждую из пробирок прилейте по 3-4 мл раствора Na2CO3.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Сделайте вывод о растворимости карбонатов тяжелых металлов.

3. Пользуясь таблицей растворимости, выпишите формулы растворимых в воде карбонатов. Запомните их.

**Опыт 4. Действие кислот на соли угольной кислоты**

Порядок выполнения.

В отдельные пробирки поместите кристаллы Na2CO3, NaHCO3, MgCO3 и BaCO3. В каждую из пробирок прилейте по 2-3 мл 2н раствора HCl. Обратите внимание на характерное шипение при выделении углекислого газа.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Сделайте вывод об устойчивости угольной кислоты.

**Опыт 5. Гидролиз солей угольной кислоты**

Порядок выполнения

В три пробирки поместите сухие соли: K2CO3, Na2CO3 и (NH4)2CO3. Растворите эти соли в дистиллированной воде. Определите рН полученных растворов с помощью универсального индикатора или красной лакмусовой бумаги.

Задание

1. Напишите уравнения гидролиза исследованных солей.

2. Рассчитайте константы гидролиза первой ступени для исследованных солей.

**Опыт 6. Получение геля кремниевой кислоты**

Порядок выполнения

Налейте в пробирку 4-5 мл концентрированного раствора силиката натрия Na2SiO3. Прибавьте к нему 2 мл 10%-ного раствора HCl и хорошо перемешайте стеклянной палочкой.

Задание

1. Напишите уравнение и укажите признаки реакции.

2. Дайте определение - что такое гель. Сделайте вывод о растворимости кремниевой кислоты.

3. Выпишите значение рКа кремниевой кислоты и сделайте вывод об ее силе.

**Опыт 7. Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей**

Порядок выполнения

Налейте в пробирку 3-4 мл раствора силиката натрия Na2SiO3 и пропустите через него углекислый газ из аппарата Киппа.

Задание

1. Напишите уравнение и укажите признаки реакции.

2. Выпишите значения рКа угольной и кремниевой кислот и определите, какая из них сильнее.

3. Сделайте вывод о направлении смещения равновесия в исследованной реакционной системе.

**Опыт 8. Действие воды на стекло. Гидролиз силикатов**

Порядок выполнения

Насыпьте в пробирку тонко растертое стекло, прилейте к нему дистиллированной воды и несколько капель фенолфталеина.

Задание

1. Запишите наблюдения и объясните появление окраски фенолфталеина. Напишите уравнение реакции гидролиза силиката натрия.

2. Напишите состав оконного стекла.

3. Примите во внимание особенности гидролиза иона SiO32-.

2SiO32- + 2НОН = 2HSiO3- + 2OH-

2HSiO3- = Si2O52- + Н2О

2SiO32- + НОН = Si2O52- + 2OH-

**Опыт 9. Растворимость олова в соляной кислоте**

Порядок выполнения

1. В фарфоровую чашку положите кусочек олова и прилейте 5-10 мл разбавленного (2н) раствора HCl. Запишите наблюдения.

2. Слейте разбавленную кислоту и прилейте 20 мл 30%-ной соляной кислоты. Нагрейте. Запишите наблюдения.

Задание

1. Напишите уравнения реакций и укажите наблюдения.

2. Рассчитайте, во сколько раз концентрация 2н раствора HCl (ρ = 1,035 г/мл) меньше, чем концентрация 30% раствора.

3. Выпишите значение Е0(Sn2+/Sn) и сделайте вывод о возможности реакций олова с неокисляющими кислотами.

**Опыт 10. Получение гидроксида олова(II) и исследование**

**его амфотерности**

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 2-3 мл раствора SnCl2. Добавьте к нему по каплям раствор щелочи до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на 2 части.

2. К первой части полученного осадка добавьте избыток щелочи (полученный раствор сохраните для опыта 12). Запишите наблюдения. Ко второй части прилейте раствор HCl. Запишите наблюдения.

Задание

1. Напишите уравнения реакций получения Sn(ОН)2 и его взаимодействия с кислотой и щелочью. Укажите признаки реакций.

2. Сделайте вывод о свойствах гидроксида олова(II).

**Опыт 11. Восстановительные свойства соединений**

**олова(II)**

Порядок выполнения

К раствору Na2[Sn(OH)4], полученному в опыте 11, прилейте несколько капель раствора Bi(NO3)3. Перемешайте. Наблюдайте образование черного осадка металлического висмута.

Задание

1. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты:

Bi(NO3)3 + Na2[Sn(OH)4] + NaOH → Bi↓ + Na2[Sn(OH)6] + ...

Укажите признаки реакции.

2. Выпишите значения Е0(Bi3+/Bi) и Е0(Sn(OH)42-/Sn(OH)62-) и определите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод о восстановительных свойствах олова(II).

3. Оформите отчет о лабораторной работе №7.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

**СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ. ХРОМ. МАРГАНЕЦ**

Цель работы: Исследование химических свойств соединений хрома и марганца, которые являются основой многих конструкционных материалов.

Оборудование: Кристаллические вещества: KMnO4. Растворы: CrCl3, NaOH, HCl, Br2⋅aq, Na2SO3, NaNO2, KI, H2SO4, K2Cr2O7, K2CrO4, MnSO4.Водяная баня, пробиркодержатели, фарфоровые чашки.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§228, 231.*

# Теоретическая часть

d-Элементы (переходные) элементы – это элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами d-АО. Валентные электроны в атомах этих элементов находятся на (n-1)dns энергетических подуровнях. В частности, Cr и Mn относятся к 3d-элементам (Табл.)

## Таблица

Электронная структура атомов, 1-й потенциал ионизации и

наиболее устойчивые степени окисления хрома и марганца

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Элемент** | Электронная структура | ϕ1, эВ |
| Cr | [Ar]3d54s1 | 6,76 |
| Mn | [Ar]3d54s2 | 7,43 |

Хром и марганец – типичные металлы, однако их активность существенно ниже, чем щелочных и щелочноземельных металлов. В химических реакциях, в зависимости от условий реакции и природы партнера они могут отдавать различное количество электронов и иметь, следовательно, различные степени окисления.

Хром и марганец образуют, таким образом, несколько рядов химических соединений (оксидов и других бинарных соединений, гидроксидов и солей). Наличие в атомах и ионах данных элементов свободных АО позволяет им образовывать многочисленные комплексные соединения, в которых они выполняют роль центрального атома.

При рассмотрении химических свойств хрома, марганца и их соединений можно выделить три группы свойств: окислительно-восстановительные, кислотно-основные и комплексообразование.

Хром устойчив по отношению к воздуху и воде, растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах. С кислородом хром образует оксиды: CrO - основной оксид черного цвета; Cr2O3 - амфотерный оксид темно-зеленого цвета; CrO3 - кислотный оксид красного цвета. Им соответствуют гидроксиды: Cr(OH)2 - нерастворимое в воде основание желтого цвета; Cr(OH)3 - амфотерное основание серо-синего цвета; H2CrO4 - хромовая кислота желтого цвета.

Амфотерный Cr(OH)3 в реакциях с кислотами образует ион Cr3+ (точнее [Cr(OH)6]3+) сине-фиолетового цвета:

Cr(OH)3 + 3H+ → Cr3+ + 3H2O

В реакциях со щелочами, в зависимости от условий реакции, Cr(OH)3 образует:

Cr(OH)3тв + NaOHтв → NaCrO2 + 2H2O

Cr(OH)3 + NaOHразб → Na[Cr(OH)4]

Cr(OH)3 + 3NaOHконц → Na3[Cr(OH)6]

Из соединений Cr+6 наиболее распространены хроматы – соли хромовой кислоты H2CrO4 и бихроматы – соли двухромовой кислоты H2Cr2O7.

Ионы CrO42- и Cr2O72- могут переходить друг в друга в зависимости от рН раствора:

2CrO42- + 2H+ ⮀ Cr2O72- + H2O

желтый оранжевый

рН >7 рН <7

Соединения Cr3+ – восстановители и под действием окислителей переходят в соединения Cr6+; напротив, соединения Cr6+ – типичные окислители:

Cr2O72- + 14H+ ⮀ 2Cr3+ + 7H2O при рН <7

CrO42- + 4H2O ⮀ [Cr(OH)6]3- + 2OH- при рН >7

В комплексных соединениях хром имеет, как правило, координационные числа 6 или 4.

Марганец – химически активный металл. В виде порошка он легко окисляется, взаимодействует с галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом и кремнием. Он легко вытесняет водород из разбавленных кислот.

Известны 5 оксидов марганца:

основные амфотерный кислотные

MnO Mn2O3 MnO2 MnO3 Mn2O7

усиление основных свойств усиление кислотных свойств

Им соответствуют гидроксиды: Mn(OH)2 и Mn(OH)3 - основания; Mn(OH)4 = H2MnO3 - амфотерное соединение; H2MnO4 - марганцовистая кислота; HMnO4 - марганцовая кислота.

Для химии марганца характерны окислительно-восстановительные реакции. При этом кислая среда способствует образованию катионных комплексов Mn2+, сильнощелочная – анионных комплексов Mn6+, нейтральная (а так же слабокислая и слабощелочная) - образованию производных Mn4+, чаще всего MnO2.

#### Экспериментальная часть

**Опыт 1. Окислительные свойства ионов МnO4-.**

Описание опыта

Перманганат калия - сильный окислитель. В зависимости от условий реакции (рН среды) продукты восстановления получаются разные:

+ 8Н+ + 5ē → Mn+2 + 4H2O

(бесцветный)

MnO4- + 2Н2О + 3ē → MnO2↓ + 4OH-

(фиолетовый) (бурый осадок)

+ 1ē → MnO42-

(зеленый)

Порядок выполнения опыта

1. В три пробирки налить по 2 мл раствора KMnO4.
2. В первую пробирку прилить 1 мл Н2SO4 (2н), во вторую - 1 мл воды и в третью - 1 мл КОН (2н).
3. В каждую пробирку прилить избыток раствора Nа2SО3.

Задание

1. Напишите уравнения реакций и расставить в них коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса. Укажите признаки реакций.

2. Выпишите из справочника значения Е0 для иона MnO4- в кислой, нейтральной и щелочной средах. В каком случае MnO4- проявляет максимальную окисляющую способность?

1. Рассчитайте величину Э.Д.С. для каждой из проведенных реакций. Сделайте вывод о направлении реакций.

Опыт 2. Свойства перманганата калия

Порядок выполнения

1. В сухую пробирку возьмите несколько кристалликов KMnO4 и нагрейте на газовой горелке. С помощью тлеющей лучинки исследуйте природу выделяющегося газа.
2. Вещество после прокаливания перенесите из пробирки на поверхность фарфоровой чашки и смочите дистиллированной водой. По цвету образующихся пятен сделайте вывод о составе продуктов реакции. (Обратите внимание, что при растворении KMnO4 образует фиолетовый раствор, K2MnO4 - зеленый, MnO2 - нерастворимое в воде вещество бурого цвета).

Задание

1. Напишите уравнение реакции внутримолекулярного окисления-восстановления, которая идет при нагревании KMnO4. Укажите признаки реакций. Определите окислитель и восстановитель.
2. Какие свойства – окислительные или восстановительные – характерны для соединений марганца(VII)? Приведите примеры реакций.

**Опыт 3. Получение и исследование свойств гидроксида**

**марганца(II)**

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку раствор соли марганца(II) и прилейте по каплям раствор щелочи до образования осадка. Отметьте цвет осадка.

###### 2. Полученный раствор с осадком разделите на 3 пробирки. В первых двух - проверьте растворимость полученного гидроксида в разбавленной кислоте и избытке щелочи. Раствор с осадком в третьей пробирке сильно взболтайте и обратите внимание на цвет осадка.

###### Задание

###### 1. Напишите уравнения всех проведенных реакций, укажите их признаки. Объясните потемнение осадка в третьей пробирке.

###### 2. Cделайте вывод о свойствах гидроксида марганца(II).

###### 3. Какие свойства – окислительные или восстановительные – характерны для соединений марганца? Приведите примеры реакций.

##### Опыт 4. Получение и исследование свойств гидроксида

##### хрома(III)

##### Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 2-3 мл раствора соли Cr(III) и по каплям прилейте 2н раствор щелочи до образования осадка.

2. Осадок разделите на 2 части.

1. К первой части осадка прилейте 2 н раствор HCl. Запишите наблюдения. Ко второй части осадка прилейте избыток раствора щелочи. Запишите наблюдения. Полученный раствор сохраните для опыта 2.

###### Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций, укажите их признаки и сделайте вывод о свойствах Cr(OH)3.
2. Исходя из значений Ks(Cr(OH)3), рассчитайте, при каком рН начинается образование осадка Cr(OH)3 при добавлении NaOH к 2н раствору CrCl3 (разбавлением пренебречь).

**Опыт 5. Восстановительные свойства соединений**

**хрома(III)**

###### Порядок выполнения

1. К раствору Na3[Cr(OH)6], полученному в опыте 1, добавьте 10 капель бромной воды. Перемешайте и нагрейте на водяной бане до перехода окраски раствора из зеленой в желтую.

###### Задание

1. Напишите уравнение реакций, укажите окислитель и восстановитель. Укажите признаки реакций.

2.Выпишите значение E0(CrO42-+4H2O/Cr(OH)63-+2OH-) и приведите примеры окислителей, которые могут окислить соединения Cr3+.

**Опыт 6. Окислительные свойства соединений хрома(VI)**

Описание опытa

Бихромат калия в кислой среде - сильный окислитель:

Cr2O72- + 14H+ + 6ē → 2Cr3+ + 7H2O

оранжевый сине-фиолетовый

В качестве восстановителей в опыте используют NaNO2, Na2SO3 и KI.

Порядок выполнения

В три пробирки налить по 1 мл раствора К2Cr2O7 и по 0,5 мл 2н раствора H2SO4.

В первую пробирку прибавить раствор NaNO2, а во вторую - Na2SO3, в третью – KI. Пробирки нагрейте и запишите наблюдения.

Задание

1. Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса. Укажите признаки реакций.

К2Cr2O7 + NaNO2 + H2SO4 →

К2Cr2O7 + Na2SO3 + H2SO4 →

К2Cr2O7 + KI + H2SO4 →

1. Рассчитайте величину Э.Д.С. для данных реакций.
2. Какой из ионов - MnO4- или Cr2O72- является более сильным окислителем в кислой среде?
3. Выпишите значения Е0 Cr6+ для в кислой и щелочной средах. В какой среде окислительные свойства Cr6+ выражаются сильнее?

#### Опыт 7. Взаимные переходы хромат- и бихромат-ионов

###### Порядок выполнения

В две пробирки налейте по 1 мл раствора K2CrO4. Раствор в одной из пробирок служит для сравнения. В другую пробирку добавьте несколько капель серной кислоты до изменения окраски цвета раствора. Запишите наблюдения. Затем в ту же пробирку добавьте раствор щелочи до получения первоначальной окраски.

###### Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций.

2. Оформите отчет о лабораторной работе №8.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

**СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ**

# ЖЕЛЕЗО. КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ. МЕДЬ

Цель работы: Исследование химических свойств железа, кобальта, никеля, меди и их соединений.

Оборудование: Кристаллические вещества: FeSO4, NHSCN. Растворы: NaOH, HCl, FeSO4, KMnO4, H2SO4, FeCl3, K4[Fe(CN)6], K3[Fe(CN)6], KSCN, NH4SCN, CoCl2, Br2 aq, NH4Cl, NH4OH, NiSO4, CuSO4, KI, крахмал. Пробиркодержатели.

*Литература: Н.Л.Глинка. Общая химия. §§ 200, 242-244.*

# Теоретическая часть

Химическая активность 3d-металлов Fe. Co, Ni и Cu значительно ниже, чем металлов YI и YII групп и понижается по мере заполнения электронами d-подуровня. Некоторые характеристики элементов приведены в таблице.

Таблица

# Некоторые физико-химические свойства 3d-элементов

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Z | Fe | Co | Ni | Cu |
| 26 | 27 | 28 | 29 |
| Электронная струк-тура | [Ar]3d64s2 | [Ar]3d74s2 | [Ar]3d84s2 | [Ar]3d104s1 |
| R, A | 0,126 | 0,125 | 0,123 | 0,128 |
| ϕ1, эВ | 7,9 | 7,85 | 7,633 | 7,73 |
| ОЭО | 1,64 | 1,70 | 1,75 | 1,75 |
| E0(Me2+/Me), В | -0,44 | -0,277 | -0,255 | +0,34 |
| Характерные cте- пени окисления | +2,+3 | +2,+3 | +2,+3 | +1,+2 |

В соответствии со своими характерными степенями окисления все эти элементы образуют два ряда соединений. В низшей степени окисления (+2 для Fe, Co, Ni и +1 для Cu) элементы образуют основные оксиды, которым соответствуют основания. В степени окисления +3 для Fe, Co, Ni и +2 для Cu элементы образуют оксиды и гидроксиды с преобладанием основных свойств. Так же как и для Cr и Mn, для Fe, Co, Ni и Cu характерны окислительно-восстановительные свойства и способность к образованию комплексных соединений различных типов, в которых они имеют координационные числа 6 и 4.

Ионы металлов и соответствующие им соли имеют характерную окраску: Fe+2 - почти бесцветные; Fe+3 - желтые или красно-бурые; Co+2 - водные растворы солей имеют розовый цвет, а безводные соли - синий; Ni+2 - зеленые; Cu+2 - голубые.

# Экспериментальная часть

**Опыт 1. Получение и исследование свойств гидроксида**

**железа(II)**

Порядок выполнения опыта

1. Растворите несколько кристаллов FeSO4 примерно в 2 мл дистиллированной воды. К полученному раствору прилейте 2н равный объем 2н раствора щелочи.

2. Раствор с осадком разделите на 3 части. К первой части прилейте 2н раствор HCl. Ко второй части осадка прилейте избыток раствора щелочи. Третью часть сильно перемешайте и обратите внимание на изменение цвета осадка.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций и укажите их признаки.

2. Сделайте вывод об относительной устойчивости на воздухе соединений Fe+2 и Fe+3.

**Опыт 2. Восстановительные свойства соединений**

**железа(II)**

Порядок выполнения

Налейте в пробирку примерно 2 мл раствора FeSO4, подкислите его 2н раствором H2SO4 и прилейте по каплям раствор KMnO4. Запишите наблюдения.

Задание

Напишите уравнение реакции окисления FeSO4 перманганатом калия в кислой среде. Выпишите значения Е0(Fe+3/Fe+2) и Е0(MnO4-+8H+/Mn+2+4H2O), укажите окислитель и восстановитель.

**Опыт 3. Получение и свойства гидроксида кобальта(II)**

#### Порядок выполнения

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора соли кобальта(II) и прилейте небольшое количество 2н раствора щелочи. Вначале наблюдается выпадение синего осадка основной соли кобальта(II). Прилейте еще раствора щелочи. Образуется розовый осадок Co(OH)2. Оставьте образовавшийся осадок для следующего опыта.

a) 2CoSO4 + 2NaOH → [Co(OH)]2SO4↓ + Na2SO4

б) [Co(OH)]2SO4 + 2NaOH → 2Co(OH)2↓ + Na2SO4

Задание

Перепишите уравнения реакций, укажите их признаки. Пользуясь справочником, определите, какой гидроксид менее растворим: Fe(OH)2 или Co(OH)2

**Опыт 4. Восстановительные свойства Co(OH)2 (опыт**

**выполняется под тягой!)**

Порядок выполнения

К осадку Co(OH)2, полученному в опыте 3, прибавьте немного 2н раствора NaOH и несколько капель бромной воды. Запишите наблюдения.

Задание

1. Закончите уравнение реакции:

Co(OH)2 + Br2 + NaOH →

1. Пользуясь справочником, определите Е0 окислителя и восстановителя. Можно ли окислить Со+2 с помощью иодной воды (I2⋅aq)? Ответ обоснуйте.

**Опыт 5. Получение гидроксида никеля(II)**

Порядок выполнения

Налейте в пробирку примерно по 2 мл раствора NiSO4 и раствора 2н щелочи.

Задание

1. Составьте уравнение реакции и запишите наблюдения.
2. Какой из гидроксидов наиболее, и какой наименее растворим в воде: Fe(OH)2, Co(OH)2 или Ni(OH)2? Ответ подтвердите расчетом растворимости.

**Опыт 6. Восстановительные свойства никеля(II)**

Порядок выполнения

К осадку Ni(OH)2, полученному в опыте 5, прилейте 5-6 мл бромной воды.

Задание

1. Составьте уравнение реакции и запишите наблюдения. Пользуясь таблицей значений Е0, определите, какой из гидроксидов проявляет более сильные восстановительные свойства в щелочной среде: Co(OH)2 или Ni(OH)2?

**Опыт 7. Получение и свойства гидроксида меди(II)**

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 1 мл раствора CuSO4 и по каплям добавьте 2н раствор щелочи до образования осадка. Разделите раствор с осадком на 3 части.

2. В первых двух пробирках исследуйте отношение осадка Cu(OH)2 к кислотам и избытку щелочи. Третью пробирку осторожно нагрейте на газовой горелке. Обратите внимание на изменение цвета осадка.

Задание

1. Напишите уравнения проведенных реакций и их признаки.
2. Сделайте вывод о свойствах Cu(OH)2.

**Опыт 8. Окислительные свойства соединений меди(II)**

Порядок выполнения

Налейте в пробирку 1 мл раствора CuSO4 и по каплям добавьте раствор KI. Отметьте образование осадка и окрашивание раствора в пробирке в желтый цвет. Докажите с помощью крахмала, что желтый цвет обусловлен выделением иода.

Задание

1. Закончите уравнение проведенной реакции:

CuSO4 + KI → CuI↓ + I2 + ...

Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса. Определите окислитель и восстановитель. Укажите признаки реакции.

**Опыт 9. Комплексные соединения кобальта(II),**

**никеля(II), меди(II)**

Порядок выполнения

Налейте в пробирки по 1 мл раствора соли кобальта, соли никеля, соли меди и по каплям добавьте в каждую из пробирок раствор NH4OH до полного растворения осадков основных солей.

Отметьте изменение цвета растворов.

Задание

1. Перепишите уравнения реакций образования основных солей и ее растворения, укажите их признаки. К какому типу координационных соединений относится аммиакаты кобальта, никеля и меди? Чему равно координационное число кобальта(II), никеля(II) и меди(II) в этих комплексах?

2. Обратите внимание на изменение цвета растворов во времени. Аммиакат кобальта на воздухе неустойчив и окисляется по реакции:

2[Co(NH3)6]2+ + О2 → [(NH3)5Co(O2)Co(NH3)5]4+ + 2NH3

3. Какие типы химических связей имеются в полученных комплексах? Какова дентатность лигандов?

4. Оформите отчет о лабораторной работе №9.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

АНАЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ ИОНОВ

Цель работы: Ознакомление с реакциями обнаружения ионов в растворе.

Оборудование: Растворы: NH4Cl, NaOH (2H), K2[HgI4], Pb(NO3)2, KI, HСl (2H), CaCl2, (NH4)2C2O4, BaCl2, AlCl3, K2CrO4, CH3COOH (2H), CrCl3, H2O2, FeSO4, FeCl3, K3[Fe(CN)6], K4[Fe(CN)6], NH4SCN, Mn(NO3)2, NaBiO3, CuSO4, NH4OH(конц.), HNO3(конц.), CoCl2, NiSO4, ализарина, Na2CO3, AgNO3, диметилглиоксима, дифениламина. Изоамиловый спирт. Фенолфталеиновая бумага, пробирки, стеклянные палочки, водяная баня, пробиркодержатели.

*Литература: Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г., Солодкин И.С.* *Аналитическая химия.-М.:Просвещение, 1979. С.5-39, 251.*

# Теоретическая часть

Аналитическая химия - наука об определении химического состава веществ. Задачей аналитической химии является разделение и определение химических веществ и их смесей, установление их качественного и количественного состава. В зависимости от цели выделяют качественный и количественный анализ. Качественный анализ состоит в обнаружении ("открытии") отдельных элементов или ионов, входящих в состав вещества. Количественный анализ включает в себя определение количественного содержания отдельных составных частей вещества. Для решения указанных задач используют химические, физические и физико-химические методы анализа. В основе химических методов анализа лежат аналитические реакции. Аналитические реакции - это реакции, в ходе которых открываемый элемент или ион превращается в новое соединение, обладающее характерными свойствами (цвет, запах, способность выпадать в осадок или выделяться в виде газа и т.д.), на основании которых можно установить образование этого соединения. Например, "открытие" иона аммония NH4+ проводят действием раствора щелочи на раствор соли аммония при нагревании. В результате реакции выделяется аммиак (NH3), узнаваемый по запаху и другим свойствам:

NH4Cl + NaOH → NaCl + NH3↑ + H2O

или NH4+ + OH- → NH3↑ + H2O.

Указанную реакцию называют аналитической реакцией на ион NH4+. Вещества, вызывающее химическое превращение в ходе реакции, называется реагентом или реактивом. В приведенном выше примере реагентом является раствор щелочи NaOH. В качественном анализе применяют только те реакции, которые сопровождаются внешним эффектом (выделением газа, изменением окраски раствора, образованием осадка определенного цвета или его растворением). В основе физических методов анализа лежит зависимость между химическим составом вещества и его физическими свойствами. К этому виду методов относят, например, спектральный анализ. К физико-химическим методам принадлежат фотометрический, хроматографический, потенциометрический и другие методы. Выделяют "сухой" и "мокрый" способ выполнения аналитических реакций. В "сухом" способе анализируемое вещество и соответствующие реагенты находятся в твердом виде. Реакцию проводят при нагревании смеси реагентов до высокой температуры или применяют растирание смеси исследуемого вещества с реагентом. Например, для открытия иона Co2+ готовят смесь кристаллических CoCl2 и NH4SCN, и растирают ее в ступке. При этом смесь синеет вследствие образования комплексной соли тетрародано-(II)кобальтата аммония (NH4)2[Co(SCN)4]:

СoCl2 + 4NH4SCN ⮀ (NH4)2[Co(SCN)4] + 2NH4Cl

При "мокром" способе аналитическую реакцию проводят в растворе, и именно этот способ наиболее широко используют в аналитической химии. Для выполнения реакции твердое вещество предварительно растворяют в подходящем растворителе. В качественном анализе большую роль играют условия выполнения аналитических реакций: pH раствора, температура, концентрация реагентов. Например, осадки, растворимые в щелочах, не образуются в щелочной среде, а осадки, растворимые в кислотах, не образуются, если имеется избыток кислоты. Нецелесообразно получать осадок в горячем растворе, если известно, что его растворимость увеличивается с повышением температуры. Осадок может не образоваться, если в растворе недостаточна концентрация реагентов. В качественном анализе выделяют групповые и специфические реакции и реагенты. Специфической реакцией (реагентом) на определенный ион называется реакция (реагент), позволяющая в условиях опыта открыть его в смеси с другими ионами. Специфических реакций не так много, поэтому часто используют реакции (реагенты), дающие сходный эффект с несколькими ионами. Такие реакции называют избирательными (селективными), а реагенты -

групповыми (таблицы 1 и 2). Качественный анализ делят на анализ

Таблица 1

## КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ

## НЕКОТОРЫХ КАТИОНОВ

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Группа  (наз-ие группы) | Ионы | Характерис-тика группы | Груп-повой реагент | Характер получаемых соединений |
| I  (не имеет назва-ния) | NH4+, Na+, K+ | Хлориды, сульфаты и гидроксиды, растворимые в воде | Нет | Раствор NH4+, Na+, K+ |
| II (хло-ридная) | Ag+, Pb2+, Hg22+ | Хлориды, не- растворимые в воде и разбавлен-ных кислотах | 2Н раствор HCl | AgCl, PbCl2, Hg2Cl2 |
| III  (суль-  фатная) | Ca2+, Sr2+, Ba2+, (Pb2+) | Сульфаты, нераствори- мые в воде и кислотах | 2H раствор H2SO4 | Осадки BaSO4, SrSO4, CaSO4, (PbSO4) |
| IV (амфо-литная) | Al3+, Cr3+, Zn2+, Sn2+ | Амфотерные гидроксиды, растворимые в избытке щелочи | Избы-ток 2Н раство-ра щелочи | Раствор [Al(OH)4(H2O)2]- [Cr(OH)4(H2O)2]- [Zn(OH)4]2- [Sn(OH)4]2- |
| V  (гид-  роксид-ная) | Mg2+, Mn2+, Fe2+, Fe3+, Bi3+ | Гидроксиды, нераствори-мые в избытке щелочи | Избы-ток 25% раство-ра NH4OH | Осадок  Mg(OH)2  Mn(OH)2  Fe(OH)2  Fe(OH)3  Bi(OH)3 |
| VI  (амми-акатная) | Cu2+, Hg2+, Cd2+, Co2+, Ni2+ | Гидроксиды, образующие растворимые аммиакаты |  | Раствор  [Cu(NH3)4]2+ [Co(NH3)6]2+ [Ni(NH3)6]2+ [Hg(NH3)4]2+ [Сd(NH3)4]2+ |

катионов и анализ анионов. Как правило, в начале работы с исследуемым раствором проводят анализ катионов, затем анализ анионов.

Все катионы и анионы делят на аналитические группы. Основу классификации ионов составляет различие в растворимости образуемых ими соединений.

В настоящей работе используется кислотно-щелочная система классификации катионов (табл.1) и классификация анионов в зависимости от растворимости их соединений с Ba2+ и Ag+ (табл.2).

Таблица 2

# КЛАССИФИКАЦИЯ НЕКОТОРЫХ АНИОНОВ

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Группа | Ионы | Групповой реагент | Характер получаемых соединений |
| I | SO42-, CO32-, PO43-, SiO32- | BaCl2 | BaSO4 , BaCO3, Ba3(SO4)2, BaSiO3 |
| II | Cl-, S2- | AgNO3 | AgCl, Ag2S |
| III | NO3- | Нет |  |

# Экспериментальная часть

**Аналитические реакции катионов NH4+, Pb2+, Ca2+, Ba2+, Al3+, Cr3+, Fe2+, Fe3+, Mn2+, Cu2+, Co2+, Ni2+ и анионов: SO42-, CO32-, Cl-, NO3-.**

**Опыт 1. Аналитические реакции на катион NH4+**

Описание опыта 1.1

Щелочи (NaOH, KOH) при нагревании разлагают соли аммония с выделением аммиака:

NH4Cl + NaOH → NaCl + NH3↑ + H2O

NH4+ + OH- → NH3↑ + H2O .

Опыт проводят в газовой камере (рис.1) при наличии индикатора - влажной фенолфталеиновой бумаги. Выделяющийся в результате реакции аммиак реагирует с водой на поверхности влажной фенолфталеиновой бумаги с образованием NH4OH. Раствор имеет pH>7 и фенолфталеин приобретает красный цвет

NH3 + H2O → NH4OH- → NH4+ + OH- pH>7

Порядок выполнения

1. Поместить 2 капли раствора NH4Cl в фарфоровую чашку (1).

1. Добавить в (1) 2 капли раствора NaOH.

3. На часовое стекло (2) поместить белую фенолфталеиновую бумагу, смоченную дистиллированной водой.

4. Накрыть фарфоровую чашку (1) часовым стеклом (2) и нагреть на газовой горелке или водяной бане.

|  |  |
| --- | --- |
|  | 1 - фарфоровая чашка;    2 - часовое стекло;  3 – влажная фенол-  фталеиновая бумага  4 - смесь  NH4Cl + NaOH |

Рис. 1. Газовая камера

Задание

1. Перепишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион NH4+, укажите условия и признаки реакции.

Описание опыта 1.2

Реактив Несслера (смесь K2[HgI4] и KOH) образует с катионом NH4+ осадок красно-бурого цвета:

NH4Cl+ 2K2[HgI4] + 4KOH→[OHg2NH2]I↓ + KCl + 7KI +3H2O

NH4+ + 2[HgI4]2- + 4OH- → [OHg2NH2]I↓ + 7I- + 3H2O

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 3 капли раствора NH4Cl.

2. Добавить 3 капли реактива Несслера и 2-3 капли KOH.

Задание

1. Перепишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион NH4+, укажите признаки реакции.

**Опыт 2 Аналитическая реакция на катион Pb2+**

Описание опыта

Иодид калия образует с катионами Pb2+ осадок желтого цвета:

Pb(NO3)2 + 2KI → PbI2↓ + 2KNO3

Pb2+ + 2I- → PbI2↓

Иодид свинца растворим в горячей воде, при охлаждении горячего раствора вновь образуются кристаллы золотистого цвета PbI2.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 3 капли раствора Pb(NO3)2.

2. Добавить 3 капли раствора KI.

3. Проверить растворимость осадка PbI2 в горячей воде.

Задание

1. Перепишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Pb2+ , укажите признаки реакции.

**Опыт 3. Аналитическая реакция на катион Ca2+**

Описание опыта

Оксалат аммония образует с катионами Ca2+ белый кристаллический осадок:

CaCl2 + (NH4)2C2O4  → CaC2O4↓ + NH4Cl

Ca2+ + C2O42- → CaC2O4↓

Оксалат кальция растворим в HCl, и не растворим в CH3COOH.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 3 капли раствора CaCl2.

2. Добавить 3 капли раствора (NH4)2C2O4.

3. Проверить растворимость осадка CaC2O4 в HCl, CH3COOH.

Задание

1. Перепишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Ca2+, укажите признаки реакции.

**Опыт 4. Аналитическая реакция на катион Ba2+**

Описание опыта

Хромат калия K2CrO4 или бихромат калия K2Cr2O7 образуют с катионами Ba2+ в уксуснокислой среде (pH ≈ 5) осадок желтого цвета, растворимый в сильных кислотах, но не растворимый в CH3COOH:

BaCl2 + K2CrO4 → BaCrO4↓ + 2kcl

2BaCl2 + K2Cr2O7 + H2O → 2BaCrO4↓ + 2KCl + 2HCl

Бихромат-ион Cr2O72- в растворе гидролизуется, поэтому одновременно присутствуют ионы Cr2O72- и CrO42-.

Cr2O72- + H2O = 2CrO42- + 2H+

Так как Кs(BaCrO4) < Ks(BaCr2O7), то равновесие гидролиза смещено в сторону ионов CrO42- и из раствора выпадает осадок BaCrO4.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 3 капли раствора BaCl2.

2. Добавить 3 капли раствора K2CrO4 или K2Cr2O7.

3. Прилить 2-3 капли раствора CH3COOH.

4. Пробирку с раствором нагреть на водяной бане.

5. Проверить осадок на растворимость в 2H HCl и CH3COOH.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярные уравнения аналитических реакций на ион Ca2+, укажите признаки реакций.

2. Выпишите из справочника значения Ks(BaCrO4)и Ks(BaCr2O7), и сделайте вывод об их относительной растворимости.

**Опыт 5. Аналитическая реакция на катион Al3+**

Описание опыта

Ализарин (1,2-дигидроксиантрахинон C14H6O2(OH)2) образует с Al(OH)3 в аммиачной среде трудно растворимое соединение ярко-красного цвета, называемое алюминиевым лаком. Реакцию выполняют капельным путем.

Порядок выполнения

1. На фильтровальную бумагу нанести 1-2 капли раствора AlCl3.

2. Фильтровальную бумагу с влажным пятном подержать 1-2 мин. над склянкой с концентрированным раствором NH4OH. Катион Al3+ образует гидроксид Al(OH)3.

3. Поместить на влажное пятно 1 каплю раствора ализарина и вновь подержать в парах аммиака (над склянкой с конц. NH4OH).

4. Осторожно подсушить фильтровальную бумагу над пламенем горелки.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции получения гидроксида алюминия Al(OH)3 и его реакции с ализарином.

2. Укажите реагент на катион Al3+ и признаки аналитической реакции.

**Опыт 6. Аналитическая реакция на катион Cr3+**

Описание опыта

Окисление катиона Cr3+ в CrO42- в щелочной среде производится пероксидом водорода:

2CrCl3 + 3H2O2 + 10NaOH → 2Na2CrO4 + 6NaCl + 8H2O

Образующиеся ионы CrO42- окрашивают раствор в желтый цвет.

Порядок выполнения

1. Налить в пробирку 3 капли раствора CrCl3.

2. Прилить избыток щелочи NaOH.

3. Добавить 3 капли 3% раствора H2O2.

4. Пробирку с раствором нагреть на водяной бане.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Сr3+, укажите признаки реакции.

**Опыт 7. Аналитическая реакция на катион Fe2+**

Порядок выполнения

1. Налейте в пробирку 2-3 мл раствора FeSO4

2. Добавьте 1-2 мл раствора гексацианоферрата(III) калия K3[Fe(CN)6]. Образуется синий осадок "турнбулевой сини".

K3[Fe(CN)6] является аналитическим реагентом на ион Fe2+. Осадок KFe[Fe(CN)6] нерастворим в кислотах, но разлагается щелочами.

Результаты и наблюдения

1. Напишите уравнение реакции. Запишите её признаки.

FeSO4 + K3[Fe(CN)6] → KFe[Fe(CN)6]↓ + K2SO4

Fe2+ + K+ + [Fe(CN)6]3- → KFe[Fe(CN)6]↓

2. Определите состав внутренней и внешней сферы в комплексе K3[Fe(CN)6] и определите координационное число железа(III) в нем.

### Опыт 8. Аналитическая реакция на катион железа3+

Описание опыта 8.1

Тиоцианат-ион образует с катионами Fe3+ в кислой среде (рН ≈ 2) раствор роданида железа(III) темно-красного цвета:

Fe3+ + 3SCN- → Fe(SCN)3

Порядок выполнения опыта 8.1

1. В пробирку налейте 1 мл раствора соли железа(III)
2. Добавьте 1-2 капли раствора роданида калия KSCN или аммония NH4SCN.

#### Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции. Укажите условия проведения реакции и признаки реакции.

2. Запишите наблюдения. В зависимости от концентрации иона SCN- в растворе образуются комплексы железа(III) кроваво-красного цвета различного состава:

Fe3+ + SCN- → [[Fe(SCN)2+]

Fe3+ + 2SCN- → [Fe(SCN)2+]

Fe3+ + 3SCN- → [ Fe(SCN)3]

Fe3+ + 4SCN- → [Fe(SCN)4]-

Fe3+ + 5SCN- → [Fe(SCN)5]2-

Fe3+ + 6SCN- → [Fe(SCN)6]3-

3. Сделайте вывод о характерных значениях координационных чисел железа(III) в его комплексах.

Порядок выполнения опыта 8.2

К 2-3 мл раствора FeCl3 добавьте 1-2 мл раствора гексацианоферрата(II) калия K4[Fe(CN)6]. Образуется синий осадок "берлинской лазури".

Задание

1. Запишите уравнение реакции. Запишите признаки реакции. Определите состав внутренней и внешней сферы в комплексах K4[Fe(CN)6] и KFe[Fe(CN)6]. Какое координационное число имеет железо(II) в этих комплексах?

FeCl3 + K4[Fe(CN)6] → KFe[Fe(CN)6]↓ + 3KCl

Fe3+ + K+ + [Fe(CN)6]4- → KFe[Fe(CN)6]↓

**Опыт 9. Аналитическая реакция на катион Mn2+**

Описание опыта

Висмутат натрия NaBiO3 в кислой среде окисляет катион Mn2+ в анион MnO4-:

2Mn(NO3)2 +5NaBiO3 +16HNO3 → 2HMnO4 +5Bi(NO3)3 +5NaNO3 + 7H2O

2Mn2+ + 5BiO3- + 14H+ → 2MnO4- + 5Bi3+ + 7H2O .

Раствор марганцевой кислоты HMnO4 имеет малиново-фиолетовую окраску.

Порядок выполнения

1. Поместить в пробирку немного кристаллического NaBiO3.

2. Прилить 5 капель конц. раствора HNO3.

3. Добавить в пробирку 3 капли раствора Mn(NO3)2, перемешать.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Mn2+, укажите условия проведения реакции и признаки реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

**Опыт 10. Аналитическая реакция на катион Сu2+**

Описание опыта

Катион Сu2+ образует с водным раствором аммиака (NH4OH) комплексный ион [Cu(NH3)4]2+ синего цвета:

СuSO4 + 4NH4OH = [Cu(NH3)4]SO4 + 4H2O

Сu2+ + 4NH4OH = [Cu(NH3)4]2+ + 4H2O

Порядок выполнения

1. В пробирку налить 3 капли раствора СuSO4.

2. Добавить 6 капель раствора NH4OH (конц.).

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Сu2+, укажите признаки реакции.

2. К какому типу координационных соединений относится аммиакат меди? Чему равно координационное число меди(II) в этих комплексах?

**Опыт 11. Аналитическая реакция на катион Со2+**

Порядок выполнения

1. К 2 каплям раствора соли Co(II) прибавьте 8 капель насыщенного раствора NH4SCN или немного кристаллического NH4SCN и 5-6 капель амилового спирта.

2. Взболтайте смесь. Образующееся комплексное соединение состава (NH4)2[Co(SCN)4] переходит в слой спирта, в котором более растворимо, чем в воде, и окрашивает его в синий цвет.

Co2+  + 4SCN- → [Co(SCN)4]2-

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Со2+, укажите условия проведения реакции и признаки реакции.

**Опыт 12. Аналитическая реакция на катион Ni2+**

К 1 мл раствора соли Ni(II) прибавьте 0,5 мл реактива Чугаева (диметилглиоксим) и 1 мл раствора NH4ОН. Образуется осадок комплексного соединения никеля(II) характерного розового цвета.

Задание

1. Перепишите уравнения реакций и их признаки. Какие типы химических связей имеются в полученных комплексах? Каковы в них координационные числа никеля(II)? Какова дентатность лигандов?

2. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Ni2+, укажите условия проведения и признаки реакции.

**Опыт 13. Аналитическая реакция на анион SO42-**

Описание опыта

Хлорид бария образует с анионом SO42- осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах и щелочах:

BaCl2 + H2SO4 → BaSO4↓ + 2HCl .

Порядок выполнения

1. В пробирку налить 3 капли раствора Na2SO4.

2. Добавить 3 капли раствора BaCl2.

3. Проверить растворимость осадка в HCl, CH3COOH.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион SO42-, укажите признаки реакции.

**Опыт 14. Аналитическая реакция на анион CO32-**

Описание опыта

Хлорид бария с анионом CO32- образует осадок белого цвета.

Как все карбонаты, осадок BaCO3 растворим в HCl, HNO3, CH3COOH с выделением углекислого газа:

BaCl2 + Na2CO3 → BaCO3↓ + 2NaCl

BaCO3 + 2CH3COOH → Ba(CH3COO)2 + CO2↑ + H2O

BaCO3 + 2HCl → BaCl2 + CO2↑ + H2O

##### Порядок выполнения

1. В пробирку налить 3 капли раствора Na2СO3.

2. Добавить 3 капли раствора BaCl2.

3. Проверить растворимость осадка в HCl, CH3COOH.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион СO32-, укажите признаки реакции.

**Опыт 15. Аналитическая реакция на анион Cl-**

Описание опыта

Нитрат серебра с анионом Сl- образует белый творожистый осадок AgCl, нерастворимый в кислотах и легко растворимый в растворе NH4OH (конц.):

NaCl + AgNO3 → AgCl↓ + NaNO3

AgCl↓ + 2NH4OH → [Ag(NH3)2]Cl + 2H2O

При добавлении к полученному раствору HNO3 комплексный ион [Ag(NH3)2]+ разрушается и вновь выпадает осадок AgCl.

[Ag(NH3)2]Cl + 2HNO3 → AgCl↓ + 2NH4NO3

Порядок выполнения

1. В пробирку налить 3 капли раствора NaСl.

2. Добавить 3 капли раствора AgNO3.

3. К образовавшемуся осадку добавить по каплям концентрированный раствор NH4OH до полного растворения осадка.

4. Для разрушения комплекса прилить в пробирку раствор HNO3.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион Сl-, укажите признаки реакции.

**Опыт 16. Аналитическая реакция на анион NO3-**

Описание опыта

Дифениламин (С6H5)2NH окисляется ионом NO3- до соединения, имеющего темно-синюю окраску.

Порядок выполнения

1. В пробирку налить 3 капли раствора дифениламина (приливать по стенке пробирки).

2. Добавить 2 капли раствора NaNO3.

Задание

1. Напишите ионно-молекулярное уравнение аналитической реакции на ион NO3-, укажите признаки реакции.

2. Оформите отчет о лабораторной работе №10

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11

# АНАЛИЗ РАСТВОРА СМЕСИ СОЛЕЙ

Цель работы: Используя аналитические реакции катионов и анионов, определить какие соли находятся в исследуемом растворе.

Оборудование: Растворы: NH4OH (конц.), NaOH (2H), KOH (2H), HNO3(конц.), K2[HgI4], KI, HCl (2H), (NH4)2C2O4, BaCl2, K2CrO4, CH3COOH (2H), H2O2, K3[Fe(CN)6], K4[Fe(CN)6], NaBiO3, NH4SCN, изоамиловый спирт, AgNO3, ализарин, дифениламин, диметилглиоксим. Фенолфталеиновая бумага, пробирки, стеклянные палочки, водяная баня, пробиркодержатели.

*Литература: Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г., Солодкин И.С.* *Аналитическая химия.-М.:Просвещение, 1979. С.11-27.*

# Теоретическая часть

Анализ раствора, содержащий смесь катионов и анионов, проводится дробным или систематическим методом.

Дробный метод заключается в том, что части исследуемого раствора (3-4 капли) переносят в отдельные пробирки, в каждой из которых проводят аналитические реакции на определенные катионы или анионы. Систематический ход анализа используют в тех случаях, когда открытие ионов дробным методом невозможно. Систематический ход анализа представляет собой определенную последовательность проведения реакций, при которой катионы отделяются не по одному, а целыми группами. Применение групповых реагентов (табл.1 и табл.2) и осаждение элементов целыми группами позволяет разбить сложную задачу анализа смеси катионов и анионов на ряд более простых задач. Кроме того, если какая-нибудь группа катионов отсутствует, то групповой реагент укажет это.

# Экспериментальная часть

Описание опыта

Исследуемый раствор может содержать 2-3 катиона и 2-3 аниона.

Порядок выполнения

1. Описать внешний вид и цвет анализируемого раствора. Принять во внимание, что ионы Cr3+ окрашивают раствор в сине-фиолетовый, Fe2+ - желто-зеленый, Fe3+ - желтый, Cu2+ - голубой, Co2+ - розовый, Ni2+ -зеленый цвет. Сделать вывод о возможности, либо невозможности присутствия указанных ионов в растворе.

2. Определить pH раствора с помощью универсального индикатора. Сделать вывод о возможности присутствия ионов NH4+, CO32- и других в зависимости от pH. Учесть, что щелочная реакция раствора обусловлена присутствием в растворе солей сильных оснований и слабых кислот (Na2CO3, K2S и т.п.), кислая реакция раствора - присутствием солей сильных кислот и слабых оснований (NH4Cl, AlCl3 и т.п.), нейтральная реакция раствора - содержанием солей сильных кислот и сильных оснований (NaCl, K2SO4 и т.п.) или солей слабых кислот и слабых оснований (NH4CH3COO и т.п.).

3. Определить в растворе присутствие ионов NH4+.

4. Действием групповых реагентов определить присутствие в растворе катионов II-VI групп.

5. Открыть в отдельных пробирках дробным методом катионы II-VI групп.

6. Действием групповых реагентов определить присутствие в растворе анионов.

## Задание

1. Оформить отчет о проделанной работе.

2. Результаты анализа раствора занести в таблицу:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Обнаружены | | Ионно-молекулярные реакции | Признаки |
| катионы | анионы |  |  |

3. На основе найденных катионов и анионов, указать, какие соли были в исследуемом растворе.

4. Оформите отчет о лабораторной работе №11.

**П Р И Л О Ж Е Н И Я**

Приложение 1

## Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Элемент | Электродный процесс | Ео, B |
| 1 | 2 | 3 |
| Ag | Ag+ + ē = Ag | 0,8 |
| Bi | Bi3+ +3 ē = Bi | 0,21 |
| Br | Br2 + 2 ē = 2Br- | 1,07 |
| Cl | Cl2 + 2 ē = 2Cl- | 1,36 |
| Co | Co2+ + 2 ē = Co | -0,28 |
|  | Co3+ + ē = Co2+ | 1,81 |
| Cr | Cr3+ + 3 ē = Cr | -0,74 |
|  | CrO42- +4H2O +3 ē = Cr(OH)3 + 5OH- | -0,13 |
|  | Cr2O72- + 14H+ + 6 ē = 2Cr3+ + 7H2O | 1,33 |
| Cu | Cu2+ + ē = Cu+ | 0,15 |
|  | Cu2+ + 2 ē = Cu | 0,34 |
|  | Cu+ + ē = Cu | 0,52 |
| F | F2 + 2 ē = 2F- | 2,87 |
| Fe | Fe2+ + 2 ē = Fe | -0,44 |
|  | Fe3+ + 3 ē = Fe | -0,04 |
|  | Fe3+ + ē = Fe2+ | 0,77 |
| H | H2 + 2 ē = 2H- | -2,25 |
|  | 2H+ + 2 ē = H2 | 0,00 |
| I | I2 + 2 ē = 2I- | 0,54 |
|  | 2IO3- +12H+ + 10 ē = I2 + 6H2O | 1,19 |
| Li | Li+ + ē = Li | -3,04 |
| Mg | Mg2+ + 2 ē = Mg | -2,36 |
| Mn | MnO4- + ē = MnO42- | 0,56 |
|  | MnO4- + 2H2O + 3 ē = MnO2 + 4OH- | 0,60 |
|  | MnO2 + 4H+ + 2 ē = Mn2+ + 2H2O | 1,23 |
|  | MnO4- + 8H+ +5 ē = Mn2++ 4H2O | 1,51 |
| N | NO3- + 4H+ + 3 ē = NO + H2O | 0,96 |
|  | NO3- + 3H+ + 2 ē = HNO2 + H2O | 0,94 |
|  | NO3- + H2O + 2 ē = NO2- + 2OH- | 0,01 |
|  | NO3- + 2H+ + ē e = NO2 + H2O | 0,80 |
| Ni | Ni2+ + 2 ē = Ni | -0,23 |
| 1 | 2 | 3 |
|  | Ni(OH)3 + ē = Ni(OH)2 + OH- | 0,49 |
| O | O2 + 2H2O + 4 ē = 4OH- | 0,40 |
|  | O2 + 2H+ + 2 ē = H2O2 | 0,68 |
|  | O2 + 4H+ + 4 ē = 2H2O | 1,23 |
|  | H2O2 + 2H+ + 2 ē = 2H2O | 1,78 |
| Pb | Pb2+ + 2 ē = Pb | -0,13 |
|  | Pb4+ + 2 ē = Pb2+ | 1,69 |
| S | S + 2H+ + 2 ē = H2S | 0,17 |
|  | S2O82- + 2 ē = 2SO42- | 2,01 |
|  | SO42- + 10H+ + 8 ē = H2S + 4H2O | 0,3 |
|  | H2SO3 + 4H+ + 4 ē = S + 3H2O | 0,45 |
|  | SO42- + 4H+ + 2 ē = H2SO3 + H2O | 0,17 |
|  | SO42- + 8H+ + 6 ē = S + 4H2O | 0,36 |
|  | SO42- + H2O + 2 ē = SO32- + 2OH- | -0,93 |
| Sn | Sn2+ + 2 ē = Sn | -0,14 |
|  | Sn4+ + 2 ē = Sn2+ | 0,15 |
| Zn | Zn2+ + 2 ē = Zn | -0,76 |

Приложение 2

### Произведения растворимости

**некоторых малорастворимых соединений при 25оС**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Электролит | Ks | Электролит | Ks |
| AgBr | 5,3 10-13 | СdS | 7,8 10-27 |
| AgCl | 1,8 10-10 | CuS | 6,3 10-36 |
| AgI | 8,3 10-17 | Fe(OH)2 | 8,0 10-16 |
| Ag2CrO4 | 1,1 10-12 | Fe(OH)3 | 6,3 10-38 |
| Al(OH)3 | 1,9 10-33 | Mg(OH)2 | 7,1 10-12 |
| BaCO3 | 5,1 10-9 | MnS | 2,5 10-10 |
| BaC2O4 | 1,1 10-7 | PbCl2 | 1,6 10-5 |
| BaSO4 | 1,1 10-10 | PbSO4 | 2,3 10-7 |
| CaCO3 | 4,8 10-9 | SrCO3 | 1,1 10-10 |
| CaC2O4 | 2,3 10-9 | SrSO4 | 2,3 10-7 |
| CaSO4 | 6,1 10-5 | ZnS | 1,6 10-24 |

Приложение 3

#### Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Электролит | К | рК=-lgК |
| Азотистая кислота HNO2 | 4 10−4 | 3,40 |
| Аммония гидроксид NH4OH | 1,8 10−5 | 4,75 |
| Борная кислота H3BO3 | 5,8 10−10 | 9,24 |
| Бромноватистая кислота HBrO | 2,1 10−9 | 8,68 |
| Водорода пероксид H2O2 | 2,6 10−12 | 11,58 |
| Кремниевая кислота H2SiO3  K1 | 2,2 10−10 | 9,66 |
| K2 | 1,6 10−12 | 11,80 |
| Муравьиная кислота HCOOH | 1,8 10−4 | 3,74 |
| Селенистая кислота H2SeO3 K1 | 3,5 10−3 | 2,46 |
| K2 | 5 10−8 | 7,3 |
| Селеноводород H2Se K1 | 1,7 10−4 | 3,77 |
| K2 | 1 10−11 | 11,0 |
| Серная кислота H2SO4 K2 | 1,2 10−2 | 1,92 |
| Сернистая кислота H2SO3 K1 | 1,6 10−2 | 1,80 |
| K2 | 6,3 10−8 | 7,21 |
| Сероводород H2S K1 | 6 10−8 | 7,22 |
| K2 | 1 10−14 | 14 |
| Теллуристая кислота H2TeO3 K1 | 3 10−3 | 2,5 |
| K2 | 2 10−8 | 7,7 |
| Угольная кислота H2CO3 K1 | 4,5 10−7 | 6,35 |
| K2 | 4,7 10−11 | 10,33 |
| Уксусная кислота CH3COOH | 1,8 10−5 | 4,75 |
| Хлорноватистая кислота HclO | 5,0 10−8 | 7,30 |
| Фосфорная кислота H3PO4 K1 | 7,5 10−3 | 2,12 |
| K2 | 6,3 10−8 | 7,20 |
| K3 | 1,3 10−12 | 11,89 |
| Фтороводород HF | 6,6 10−4 | 3,18 |
| Циановодород HCN | 7,9 10−10 | 9,10 |
| Щавелевая кислота H2C2O4 K1 | 5,4 10−2 | 1,27 |
| K2 | 5,4 10−5 | 4,27 |

Приложение 4

**Растворимость солей и оснований в воде**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Анион | Катион металла | | | | | | | | |
| K+ | Na+ | Ba2+ | Ca2+ | Mg2+ | Al3+ | Cr3+ | Fe2+ | Fe3+ |
| OH- | P | P | P | M | M | H | H | H | H |
| Cl- | P | P | P | P | P | P | P | P | P |
| S2- | Р | Р | Р | М | Р | - | - | Н | - |
| SO32- | Р | Р | Н | Н | Н | - | - | Н | - |
| SO42- | Р | Р | Н | М | Р | Р | Р | Р | Р |
| PO43- | Р | Р | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| CO32- | Р | Р | Н | Н | Н | - | - | Н | Н |
| SiO32- | Р | Р | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| NO3- | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| CH3COO- | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Р | Р |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Mn2+ | Zn2+ | Ag+ | Hg+ | Hg2+ | Cu2+ | Pb2+ | Bi3+ | Sn2+ |
| OH- | H | H | - | - | - | H | H | H | H |
| Cl- | P | P | H | H | P | P | M | - | P |
| S2- | H | H | H | H | H | H | H | H | H |
| SO32- | H | H | H | H | H | H | H | H | - |
| SO42- | P | P | M | M | P | P | H | - | P |
| PO43- | H | H | H | H | H | H | H | H | H |
| CO32- | H | H | H | H | H | H | H | H | - |
| SiO32- | H | H | H | - | - | H | H | - | - |
| NO3- | P | P | P | P | P | P | P | P | - |
| CH3COO- | P | P | P | M | P | P | P | - | P |

Таблица 5

# Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Эле-мент | Комплексный ион | Кнест. | Эле-мент | Комплексный ион | Кнест. |
| Al | [Al(OH)4]- | 1,0.10-33 | Ni | [Ni(NH3)6]2+ | 1,9.10-9 |
| Ag | [Ag(CN)2]- | 1,0.10-21 | Sn | [SnCl6]2- | 1,5.10-7 |
|  | [Ag(NH3)2]+ | 9,3.10-8 | Fe | [FeF6]3- | 7,9.10-17 |
|  | [AgCl2]- | 9,1.10-6 |  | [Fe(CN)6]3- | 1,0.10-31 |
| Au | [AuCl4]- | 5,0.10-22 |  | [Fe(CN)6]4- | 1,0.10-24 |
| Be | [Be(OH)4]- | 1.10-15 |  | [Fe(SCN)3] | 2,3.10-5 |
| Co | [Co(NH3)6]2+ | 7,8.10-6 |  | [Fe(SCN)5]2- | 3,0.10-5 |
| Cu | [Cu(NH3)4]2+ | 2,1.10-13 |  | [Fe(SCN)6]3- | 6,0.10-4 |
|  | [CuCl4]2- | 6,6.10-6 | Hg | [HgCl4]2- | 6,0.10-16 |
| Cr | [Cr(OH)4]- | 1,0.10-30 | Zn | [Zn(NH3)4]2+ | 3,5.10-10 |
| Pt | [PtCl4]2- | 1,0.10-16 |  | [Zn(OH)4]2- | 3,6.10-16 |
| NH4+ | [NH4]+ | 5,4.10-10 |  | [ZnCl3]- | 0,71 |

С О Д Е Р Ж А Н И Е

стр

Введение………………………………………………………………3

Правила работы в химической лаборатории……………………….5

Лабораторная работа №1

Определение теплового эффекта и

энтальпии реакции нейтрализации…………………………………..9

Лабораторная работа №2

Скорость химической реакции. Химическое равновесие………….14

Лабораторная работа №3

Электролитическая диссоциация. Амфотерность.

Ионные реакции ………………………………………………………21

Лабораторная работа №4

Произведение растворимости (Ks).

Водородный показатель (pH). Гидролиз солей……………………..26

Лабораторная работа №5

Комплексные соединения……………………………………………34

Лабораторная работа №6

Окислительно-восстановительные реакции…………………………39

Лабораторная работа №7

Свойства р-элементов IV-A группы. Углерод. Кремний и олово….49

Лабораторная работа №8

Свойства d–элементов. Хром. Марганец…………………………….55

Лабораторная работа №9

Свойства d–элементов. Железо. Кобальт. Никель. Медь…………..60

Лабораторная работа №10

Аналитические реакции ионов……………………………………….64

Лабораторная работа №11

Анализ раствора смеси солей…………………………………………76

П Р И Л О Ж Е Н И Я

стр

Приложение 1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы……..78

Приложение 2

Произведения растворимости

некоторых малорастворимых соединений при 25 0С………………79

Приложение 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов…….….80

Приложение 4

Растворимость солей и оснований в воде……………………………81

Приложение 5

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов…………..82