

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

Химия

Методические указания по выполнению лабораторных работ
для студентов направления подготовки 21.03.01 Нефтегазовое дело
направленность (профиль) «Эксплуатация и обслуживание объектов добычи газа,
газоконденсата и подземных хранилищ газа»

Ставрополь
2026

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Цель и содержание

Ознакомить студентов с общими правилами работы в химических лабораториях. С первых дней работы в лаборатории студент должен выработать в себе самостоятельность и серьезное отношение ко всем процессам лабораторного эксперимента, что включает теоретическую, практическую подготовку, подготовку химических реактивов, расчет данных и проведение самого опыта.

Теоретическое обоснование

1. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок.
2. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя.
3. Запрещается работать в лаборатории одному.
4. Работать студент должен на закрепленном за ним рабочем месте.
5. Не допускать попадания химических реактивов на кожу и одежду.
6. Во время работы надевайте халат, а длинные волосы уберите под косынку.
7. Экономьте реактивы, газ, воду, электричество.
8. Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то брать следует их в минимальном количестве.
9. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами. Если посуда разбилась, сдайте ее лаборанту.
10. Для проведения опытов пользуйтесь только дистиллированной водой.

11. Не путайте пробки от склянок с разными реактивами. Сухие реактивы нужно брать только чистым шпателем. Неизрасходованные реактивы не высыпать (не выливать) в те склянки, из которых они взяты.

12. Пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками категорически запрещается.

13. Не работайте с грязной посудой, сами не оставляйте ее невымытой.

14. Не запускайте прибор без предварительной проверки. Не оставляйте прибор без присмотра.

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

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

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

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

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

20. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории

21. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Нужно легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

22. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли газ, вода,

электричество.

23. Результаты лабораторной работы оформляют в виде отчета и отдают преподавателю.

Правила оказания первой медицинской помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу (рук, лица и т.д.) концентрированных кислот (азотной, серной, уксусной и т.д.) следует насухо вытереть ожог полотенцем и затем промыть большим количеством воды (лучше теплой) или 2-3%-ным раствором пищевой соды или слабым раствором аммиака, после чего наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи – надо немедленно обратиться к врачу.

2. При ожоге растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, затем нейтрализовать 1-2%-ной уксусной или лимонной кислотой, после чего положить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть их большим количеством воды комнатной температуры не менее 5 минут, после чего обратиться к врачу.

4. При случайном попадании реактивов вовнутрь рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим необходимо:

а) при отравлении кислотами выпить стакан 2%-ного раствора пищевой соды, магнезии или известковой воды;

б) при отравлении щелочами – стакан 2%-ного раствора уксусной или лимонной кислоты.

5. При отравлении газами (хлором, бромом, сероводородом и т.д.) необходимо пострадавшего вывести на свежий воздух и дать понюхать нашатырный спирт, а в тяжелых случаях сразу вызвать врача, применить искусственное дыхание, поддержать работу сердца.

6. При отравлении соединениями ртути, мышьяка немедленно обратиться в врачу, принимать молоко, сырые яйца, известковую воду.

7. В случае пореза стеклом убедитесь в том, что в ране нет осколков, и ватой, смоченной этиловым спиртом или перманганатом калия (раствор), удалите кровь, смажьте йодом и забинтуйте.

8. При термических ожогах наложите повязку (марля, бинт), смоченную 2–3%-ным раствором перманганата калия, 2%-ным раствором стрептоцида или раствором пищевой соды. Нельзя смазывать ожоги вазелином или жиром, лучше воспользоваться специальной мазью.

9. При несчастных случаях, связанных с электричеством, необходимо выключить ток или контакт (используя резиновые перчатки, сухую палку или другой предмет, не проводящий ток), пострадавшего изолировать от токоведущей части за сухую одежду. Если пострадавший в обморочном состоянии (т. е. сердце и органы дыхания работают), обеспечить доступ свежего воздуха и дать понюхать нашатырный спирт. При электрическом «ударе» (когда нет дыхания и сердце не работает) надо вызвать в скорую помощь, тотчас удалить стесняющую одежду, применять искусственное дыхание не менее 4-х часов и давать вдыхать кислород. Пострадавшего укрыть одеялом и обложить грелками или бутылками с горячей водой.

ОСНОВНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И ЛАБОРАТОРНЫЕ ПРИНАДЛЕЖНОСТИ

1. Посуда общего назначения

Пробирки. Представляют собой узкие цилиндрической формы сосуды с закругленным дном (рис. 1.1); они бывают различной величины и диаметра и из различного стекла.

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

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

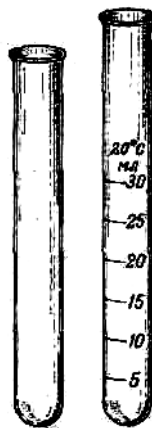


Рисунок 1.1 – Простая и градуированная пробирки

Для хранения пробирок, находящихся в работе, служат специальные деревянные, пластмассовые или металлические штативы (рис.1.2).



Рисунок 1.2 – Штатив с пробирками

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

Иногда в пробирку нужно ввести твердое вещество (порошки, кристаллы и т. п.), для этого применяют микрошпатель, которым отбирают нужное количество твердого вещества. Пробирку держат в левой руке, наклонив ее горизонтально, и вводят в нее микрошпатель почти до дна (рис. 1.3). Затем пробирку ставят вертикально и слегка ударяют по ней рукой. Когда все твердое вещество высыпается, микрошпатель вынимают.



Рисунок 1.3 – Внесение в пробирку порошкообразных веществ

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

Если пробирку нужно нагреть, ее следует зажать в держателе (рис. 1.4). При неумелом и сильном нагревании пробирки жидкость быстро вскипает и выплескивается из нее, поэтому нагревать нужно осторожно. Когда начнут появляться пузырьки, пробирку следует отставить и, держа ее не в пламени

горелки, а около него или над ним, продолжать нагревание горячим воздухом. При нагревании открытый конец пробирки должен быть обращен в сторону от работающего и от соседей по столу.

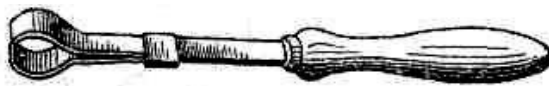


Рисунок 1.4 – Держатель для пробирок

Воронки. Служат для переливания жидкостей, для фильтрования и т. д. Химические воронки выпускают различных размеров, верхний диаметр их составляет 35, 55, 70, 100, 150, 200, 250 и 300 мм.

При работе воронки устанавливают или в специальном штативе, или в кольце на обычном лабораторном штативе (рис. 1.5).

При переливании жидкости в бутыль или колбу не следует наполнять воронку до краев.

Если воронка плотно прилегает к горлу сосуда, в который переливают жидкость, то переливание затрудняется, так как внутри сосуда создается повышенное давление. Поэтому воронку время от времени нужно приподнимать.



Рисунок 1.5 – Штатив с укреплёнными в специальных держателях воронками

Еще лучше сделать между воронкой и горлом сосуда щель, вложив между ними, например, кусочек бумаги. При этом нужно следить, чтобы прокладка не попала в сосуд.

Химические стаканы представляют собой цилиндры различной емкости. Так же как и другую химическую посуду, стаканы делают из фарфора (рис. 1.6) и из химически стойкого стекла (рис. 1.7). Они бывают: с носиками и без носиков, фарфоровые стаканы – с ручками и без ручек, стеклянные – с делениями для приблизительного измерения объёма или без делений.

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



Рисунок 1.6 – Фарфоровые кружки и стаканы



Рисунок 1.7 – Стекланные стаканы

Плоскодонные колбы. Бывают самой разнообразной емкости (рис.1.8), начиная от 50 *мл* и до нескольких литров, со шлифом и без шлифа на горле. Их изготавливают из обычного, а также из кварцевого и специальных сортов стекла.



Рисунок 1.8 – Плоскодонные колбы

Конические колбы (Эрленмейера). Находят широкое применение при аналитических работах (титрование). Они бывают различной емкости, с носиками и без носиков, узкогорлые и широкогорлые (рис. 1.9).



Рисунок 1.9 – Конические колбы

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

2. Мерная посуда

Мерной называют посуду, применяемую для измерения объема жидкости.

Мерные цилиндры. Представляют собой стеклянные толстостенные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах (рис. 1.10 а). Они бывают самой разнообразной емкости: от 5—10 мл до 1 л и больше. Чтобы отмерить нужный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.



а

б

Рисунок 1.10 — Мерные цилиндры (*а*) и мензурки (*б*)

Кроме цилиндров, для той же цели употребляют мензурки (рис. 1.10 б). Это сосуды конической формы, на стенке которых имеются деления. Они очень удобны для отстаивания мутных жидкостей, когда осадок собирается в нижней, суженной части мензурки.

Пипетки. Служат для точного отмеривания определенного объема

жидкости. Различают пипетки для жидкостей и газовые пипетки.

Пипетки для жидкостей (рис. 1.11). Обычные пипетки (пипетки Мора) представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 мм.

Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 мл, в верхней части их имеется метка, до которой набирают жидкости. Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления в 0,1 мл.

Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или ртом, но лучше при этом пользоваться специальными приспособлениями.

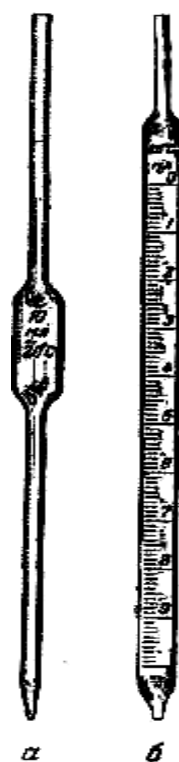


Рисунок 1.11 – Пипетки: *а* – простая (пипетка Мора), *б* - градуированная

Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2—3 см выше метки,

затем быстро закрывают верхнее отверстие, указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Очень полезно указательный палец слегка увлажнить, так как влажный палец более плотно закрывает пипетку.

Когда пипетка наполнена, ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки; как только нижний мениск жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Если на конце пипетки после этого будет висеть капля, ее следует осторожно удалить. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того как жидкость вытечет, пипетку держат в течение еще 5 сек (считая до 5) прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси, после чего удаляют пипетку, не обращая внимания на оставшуюся в ней жидкость.

При выливании раствора из пипетки в коническую колбу очень важно, чтобы раствор стекал именно по стенке конической колбы и не разбрызгивался, так как при этом часть выливаемого раствора может попасть на стенку колбы и при последующем титровании не вступит в реакцию с раствором, выливаемым из бюретки.

Никогда не следует стремиться выгонять остатки жидкости из пипетки выдуванием или нагреванием рукой расширенной части пипетки.

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

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

Пипетки должны быть всегда чисто вымытыми; их следует ставить в

особый штатив (рис. 1.12) и закрывать сверху маленькими пробирками или куском чистой фильтровальной бумаги. Если штатива в лаборатории нет, пипетки можно хранить в стеклянном цилиндре, на дно которого предварительно кладут несколько слоев чистой фильтровальной бумаги, вырезанной кружками. После работы пипетку ополаскивают несколько раз дистиллированной водой и помещают в стеклянный цилиндр, каждый раз заменяя верхний слой фильтровальной бумаги свежим. Обычными пипетками нельзя отмерять жидкости, вязкость которых заметно отличается от вязкости воды, например, концентрированные кислоты, щелочи и т. п., так как объем отобранной жидкости не будет соответствовать указанному. Для отбора таких жидкостей пользуются специально прокалиброванными пипетками.



Рисунок 1.12 – Штативы для пипеток

При обращении со всеми видами пипеток нужно обязательно придерживаться следующих правил:

1. Пипетка при отборе жидкости всегда должна находиться в строго

вертикальном положении.

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

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

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

Бюретки (рис. 1.13) бывают двух типов: с притертым краном (б) и бескрановые с оттянутым концом (а), к которому посредством резиновой трубки присоединяют оттянутую в капилляр стеклянную трубку; резиновую трубку зажимают зажимом Мора.

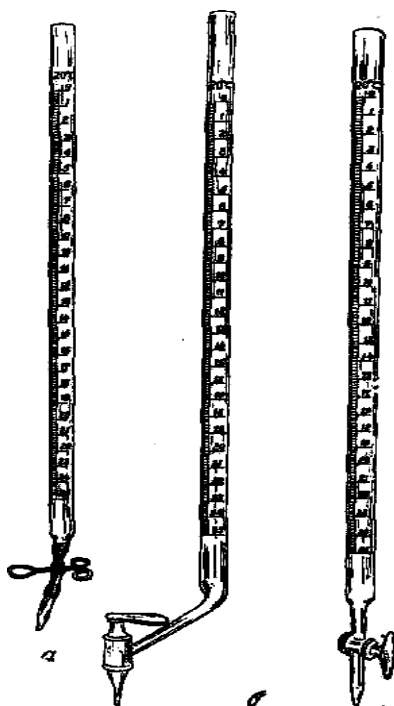


Рисунок 1.13 – Бюретки объемные

Резиновая трубка должна иметь стенку толщиной не менее 1,5 мм, а внутренний диаметр — около 3 мм. Таким образом, наружный диаметр резиновой трубки - около 6 мм.

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

Для работы в учебных лабораториях или в тех случаях, когда титрование проводят редко, и при всех временных работах бюретки укрепляют на лабораторных штативах в лапках (рис. 1.14).



Рисунок 1.14 – Штатив с бюретками

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

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

протекать.

Бюретку устанавливают на нуль только после того, как работающий убедится, что в капилляре или кончике бюретки не осталось пузырьков воздуха (рис. 1.15).

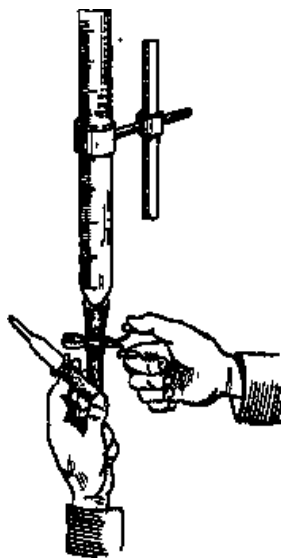


Рисунок 1.15 – Удаление воздуха из кончика бюретки

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

Мерные колбы. Необходимая посуда для большинства аналитических работ (рис. 1.16); они представляют собой плоскодонные колбы различной емкости; в большинстве случаев мерные колбы имеют пришлифованные стеклянные пробки. Однако часто применяют мерные колбы без пришлифованных стеклянных пробок. В таких случаях для закрывания мерных колб используют резиновые пробки соответствующего размера.



Рисунок 1.16 – Мерные колбы

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

Методика и порядок выполнения работы

Для получения навыков работы с химической посудой необходимо взять все описанные элементы и попробовать их в работе.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу.

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения в виде отчета.

Вопросы для защиты работы

Специфика данной работы предполагает только оформление отчета

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель и содержание

Ознакомиться с понятием эквивалента, эквивалентной массы. Изучить основные понятия и законы химии. Научиться на основании закона эквивалента производить расчеты эквивалентной массы различных веществ.

Теоретическое обоснование

Закон эквивалентов (И. Рихтер) В молекулярных соединениях массы составляющих их элементов относятся между собой как их эквиваленты или массы взаимодействующих веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов ($M_{\text{э}}$):

$$\frac{m_1}{M_{\text{э}(1)}} = \frac{m_2}{M_{\text{э}(2)}}, \quad (1.2)$$

где m_1 и m_2 – массы реагирующих веществ, г, кг,

$M_{\text{э}(1)}$ и $M_{\text{э}(2)}$ – молярные массы эквивалентов этих веществ, г/моль ; кг/моль

Химический эквивалент вещества это реальная или условная часть молекулы или атома (иона), которая может присоединять, высвобождать или другим способом быть эквивалентна атому водорода или катиону в ионообменных реакциях или электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Моль эквивалентов – называется такое его количество, которое соединяется с 1 *молем* атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Массу одного моля эквивалента называют **молярной массой эквивалента вещества** ($M_{\text{э}}$). Молярные массы эквивалентов веществ измеряют в г/моль .

Поскольку молярная масса какого-либо вещества численно совпадает с его относительной молекулярной массой, то из закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс простых и сложных веществ:

$$M_{\text{э(элемента)}} = \frac{M_{\text{элемента}}}{\text{Валентность элемента}}, (1.3)$$

$$M_{\text{э(оксида)}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}}, (1.4)$$

$$M_{\text{э(кислоты)}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}}, (1.5)$$

$$M_{\text{э(основания)}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}}, (1.6)$$

$$M_{\text{э(соли)}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}. (1.7)$$

M – молярная масса соединений, г/моль .

При решении некоторых задач, в условиях которых содержатся сведения об объёмах газообразных участников реакции, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объёма.

Эквивалентным объёмом $\mathcal{E}_V$ называется объём, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентом вещества. Значение эквивалентного объёма вещества, находящегося в газообразном состоянии, можно найти, зная, что в мольном объёме любого газа, состоящего из одноатомных молекул, содержится 1 *моль* атомов, состоящего из двухатомных молекул – 2 *моля* атомов и т.д. Например, в 22,4 л H_2 содержится при нормальных условиях 2 *моля* атомов водорода. Поскольку эквивалент атомов водорода равен 1 *моль*, то в 22,4 л H_2 содержится 2 эквивалента атомов водорода. Следовательно, эквивалентный объём молекул H_2 равен

$$\mathcal{E}_V(H_2) = \frac{22,4}{1 \cdot 2} = 11,2 \text{ л / моль.}$$

Рассуждая аналогично, вычислим

эквивалентный объём газообразного кислорода $\mathcal{E}_V(O_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л / моль.}$

Аппаратура и материалы

Прибор для определения эквивалента металла. Аналитические весы. Термометр. Барометр. Мензурка на 25-50 мл. Стаканчик химический вместимостью 50 мл. Воронка с длинным концом. Фильтровальная бумага. Навеска металла (х.ч.) около 0,1 г. Раствор соляной кислоты 2н.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт проводится в приборе состоящем из бюретки вместимостью 100

мл, уравнильного сосуда, стеклянного тройника, на один конец которого надета каучуковая трубка с зажимом. На другой конец тройника надета каучуковая пробка, плотно закрывающая бюретку, третий конец тройника присоединяется к склянке Оствальда. Кусочек (порошок) металла (0,1 г) взвесить на аналитических весах с точностью до 0,0002 г. Взвешенный металл поместить в одно колено склянки Оствальда. В другое колено с помощью воронки с длинным концом налить 10-12 мл 2н раствора соляной кислоты. Осторожно укрепить склянку Оствальда в зажиме штатива и присоединить к тройнику, плотно закрыв пробки в бюретке и в склянке Оствальда. При открытом зажиме на тройнике довести с помощью уравнильного сосуда, поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке точно до метки «0». Закрывать зажим и испытать прибор на герметичность, для чего опустить уравнильный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепить его. При опускании уравнильного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1-2 мин дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

После испытания прибора на герметичность, не поднимая уравнильный сосуд, наклонить штатив и перелить кислоту в колено, где находится металл. Тотчас начинается выделение H_2 и вытеснение воды из бюретки в уравнильный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 мин, чтобы газ в приборе принял температуру окружающей среды. Привести воду в бюретке и уравнильном сосуде к одному уровню и, если в течение 1 мин не наблюдается изменения уровня, определить объем выделившегося водорода от нуля до данного уровня.

Содержание отчета и его форма

Все наблюдения записать в лабораторный журнал. Сделать схематический рисунок прибора. Результаты измерений записать по следующей форме:

Масса металла, m , г

Объем выделившегося водорода, V , мл

Температура, T , К

Атмосферное давление, P , Па

Давление насыщенного водяного пара при данной температуре $P(H_2O)$, Па.

Парциальное давление водорода, $P(H_2) = P - P(H_2O)$

Рассчитать эквивалентную массу металла двумя способами:

1. Вычислить массу вытесненного водорода по уравнению Клапейрона-Менделеева. На основании закона эквивалентов вычислить массу эквивалента данного металла.
2. Привести объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению Клапейрона. Зная объем эквивалента водорода, рассчитать массу эквивалента металла.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Вычислите эквивалент H_3PO_4 , при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.
2. Найдите эквивалент H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ в следующих реакциях:
 - а) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;
 - б) $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;
 - в) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;
 - г) $Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$.
3. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .
4. В какой массе $NaOH$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH ?

5. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

6. Олово образует два оксида. Первый содержит 78,8 %, второй - 88,2 % олова. Вычислите эквивалент олова в этих оксидах.

7. Из 1,35 г оксида металла получается 2,85 г сульфата этого же металла $MeSO_4$. Вычислите эквивалент металла.

8. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

9. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы этого элемента.

10. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.).

11. Один оксид марганца содержит 22,56 % кислорода, а другой 50,50 %. Вычислите эквиваленты марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Какова мольная масса указанных веществ?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата; в) ортофосфата натрия.

14. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 1,5 г двухвалентного металла требуется 0,69 л кислорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

16. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

17. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (HCl) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) дихлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций?

18. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите эквивалент оксида и эквивалент металла.

19. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы: а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

20. Вещество содержит 39,0 г серы, эквивалент которой 16,0 г/моль и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества.

Литература

[Основная литература 1, 3, дополнительная литература 2]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель и содержание

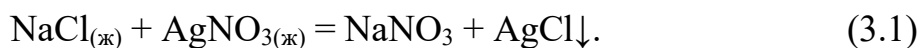
Ознакомиться с понятиями скорости химической реакции и химического равновесия. Изучить влияние различных факторов

(концентрации, температуры, присутствия катализатора в системе) на скорость гомогенной химической реакции, влияние степени дисперсности вещества на скорость гетерогенной реакции. Изучить смещение химического равновесия при изменении концентраций участников реакции.

Теоретическое обоснование

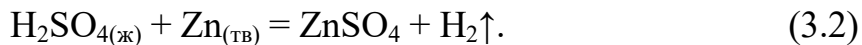
Однородная часть системы, обладающая одинаковым составом во всех точках и одинаковыми свойствами, называется *фазой*. Если исходные вещества образуют одну фазу, реакция называется *гомогенной*.

Примером гомогенной реакции может служить реакция:



Реакция в данном случае протекает в растворе, нитрат серебра (раствор) и хлорид натрия (раствор) образуют одну фазу.

Если исходные вещества образуют каждое свою фазу, реакция называется *гетерогенной*. Примером гетерогенной реакции является реакция:



Цинк (металл) и серная кислота (раствор) образуют каждый свою фазу. Реакция проходит на поверхности раздела фаз.

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \quad (3.3)$$

где C_2 – концентрации реагирующих веществ за время τ_2 , C_1 – концентрации реагирующих веществ за время τ_1 , ΔC – изменение концентрации реагирующих веществ за период времени.

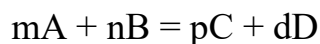
Знак минус указывает на то, что концентрация исходных веществ с течением времени уменьшается, т. е. $C_2 < C_1$. Величина скорости реакции – величина положительная.

Скорость химических реакций зависит от температуры, концентрации,

природы реагирующих веществ и давления газов.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции выражает **закон действующих масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, причем, каждая концентрация берется в степени стехиометрического коэффициента.

Для реакции



скорость реакции будет:

$$v = kC_A^m \cdot C_B^n \quad (3.4)$$

где k – константа скорости реакции, зависящая от природы реагирующих веществ и от температуры. Значения константы скорости в зависимости от температуры приводятся в справочниках.

Так, например, для реакции (3.1) скорость будет равна:

$$v = kC_{\text{NaCl}} \cdot C_{\text{AgNO}_3},$$

а для реакции (3.2):

$$v = kC_{\text{H}_2\text{SO}_4}.$$

Влияние температуры на скорость реакции выражается **правилом Вант-Гоффа**: при постоянной концентрации исходных веществ при повышении температуры на каждые 10° , скорость химической реакции увеличивается в 3-4 раза.

$$v_k = v_n \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (3.5)$$

где v_n - скорость реакции при начальной температуре t_1 ; v_k - скорость реакции при конечной температуре t_2 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий во сколько раз изменится константа скорости реакции при изменении температуры на каждые десять градусов.

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t}. \quad (3.6)$$

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ,

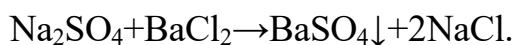
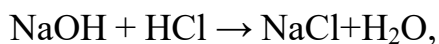
который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходуемых в результате ее протекания.

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

Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые.

Необратимые реакции идут в одном направлении до конца, т. е. исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции.

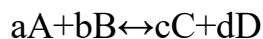
Признаки необратимости реакции: выделение газа, осадка, образование слабого электролита. Например,



Химические реакции, протекающие как в прямом, так и в обратном направлении, называются **обратимыми**.

Когда скорость прямой реакции будет равна скорости обратной реакции, в системе наступает **химическое равновесие**. Это такое состояние системы, когда химические реакции идут одновременно в двух противоположных направлениях с одинаковой скоростью, вследствие чего состав системы остается постоянным.

Химическое равновесие характеризует **константа равновесия**. Константа равновесия химической реакции – это отношение константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции.



Скорость прямой реакции:

$$v_1 = k_1 [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b.$$

Скорость обратной реакции:

$$v_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d,$$

$$\frac{v_1}{v_2} = k \cdot \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}.$$

Обозначим $k = \frac{k_1}{k_2}$, тогда

$$\frac{v_1}{v_2} = k \cdot \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d},$$

$$k = \frac{v_1}{v_2} \cdot \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Так как $v_1 = v_2$, то есть $\frac{v_1}{v_2} = 1$. Отсюда,

$$k = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}. \quad (3.7)$$

Константа равновесия не зависит от концентрации реагирующих веществ, но изменяется с температурой. Значения констант равновесия являются справочными данными.

Например, для обратимой реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$ выражение константы равновесия имеет вид:

$$k = \frac{C_{\text{HCl}}^2}{C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{Cl}_2}}.$$

Направление смещения равновесия указывает **закон Ле-Шателье**: если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию), при которых система находится в равновесии, то равновесие смещается в направлении, которое противодействует произведенному изменению.

Аппаратура и материалы

Штатив с пробирками. Секундомер. Водяная баня (с крышкой

имеющей отверстия для пробирок) - 2 шт. Термометр на 50 °С. Стеклянная палочка. Пипетки капельные. Фильтровальная бумага. Шпатель. Реактивы кристаллические: карбонат кальция (мел), хлорид калия. Реактивы концентрированные: хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г /см³). Вода дистиллированная. Растворы: тиосульфата натрия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н., насыщ.), роданида калия (0,5 н., насыщ.), сульфата меди (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

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

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



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

В пробирку № 1 добавьте одну каплю серной кислоты (H_2SO_4) и одновременно включите секундомер. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавьте по одной капле серной кислоты в пробирки № 2 и № 3; отмечая время до появления в растворе опалесценций.

Запись данных опыта. Данные опыта занесите в таблицу 3.1. Посчитайте условную скорость реакции и занесите в таблицу 3.1. Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации.

Таблица 3.1 — Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагента

№ наблюдения	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, отн. ед.	Время до появления помутнения τ , с	Условная скорость реакции $v_{\text{усл}} = \frac{1}{\tau}$, с^{-1}
1			
2			
3			

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

Чтобы выяснить, как влияет температура на скорость реакций, проведём реакцию (3.8), отмечая время её протекания секундомером, три раза: одно наблюдение выполним при комнатной температуре, второе - при температуре на 10°C выше комнатной, третье - на 20°C выше комнатной.

Для выполнения данной работы используются два общих термостата (водяные бани), отрегулированные на определенную температуру: один - на 10°C выше комнатной температуры, другой - на 20°C . Обозначим их соответственно №1 и №2. Температура воды в термостатах, а также температура воздуха в помещении контролируется термометром.

В одно из отверстий термостата №1 вставьте термометр, конец которого опустите в воду, в другое отверстие - пробирку с раствором H_2SO_4 и опущенной в него пипеткой, в третье - пробирку с 10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Аналогичные приготовления нужно сделать и на термостате №2. Пробирки нагреваются в течении 10-15 мин. В это время можно провести наблюдение при комнатной температуре. Для этого, взяв третью пробирку с

10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, нужно добавить в нее одну каплю серной кислоты и одновременно включить секундомер. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции. Через 10-15 мин выдержки пробирок в термостатах выполним эти же измерения с нагретыми реактивами: не вынимая пробирки с тиосульфатом из термостата, добавим в неё одну каплю серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате, и определим время течения реакции.

Запись данных опыта. Полученные данные занесите в таблицу 3.2.

Таблица 3.2 — Зависимость скорости химической реакции от температуры

№ наблюдения	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Время до появления помутнения $\tau, \text{с}$	Условная скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
1			
2			
3			

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

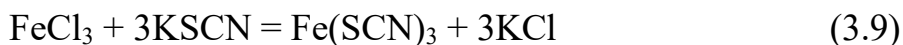
Возьмите два небольших по возможности одинаковых кусочка мела (CaCO_3). Один из них положите на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместите в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую коническую пробирку. В обе пробирки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

Запись данных опыта. Напишите уравнение соответствующей

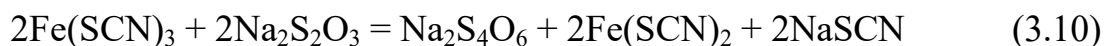
реакции и опишите результаты наблюдения.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции

В две пробирки внесите по 10 капель раствора роданида калия (KSCN) и по 1 капле раствора хлорида железа (III) (FeCl₃). В результате реакции образуется роданид железа (III) Fe(SCN)₃ темно-красного цвета:



В одну из пробирок добавить 1 каплю раствора сульфата меди (CuSO₄). В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия (Na₂S₂O₃). Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия:



Запись данных опыта. Отметить все наблюдаемое. Какое соединение являлось катализатором в данном опыте? Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

Опыт 5. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия обратимых реакций

Реакция (3.9) является обратимой. Это позволяет рассмотреть, как влияют добавки реактивов на смещение равновесия по интенсивности окраски раствора.

В четыре пробирки внесите по 5-7 капель разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия, и перемешайте. Окрашенные растворы должны быть прозрачными. Если окраска слишком интенсивная, то разбавьте растворы одинаковым количеством дистиллированной воды. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую - 1

каплю насыщенного раствора FeCl_3 , во вторую - 1 каплю насыщенного раствора KSCN , в третью - несколько кристалликов хлорида калия. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Запись данных опыта. Запишите свои наблюдения, отвечая на вопрос: как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия? Напишите выражение константы равновесия реакции (3.9).

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Что такое скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?
2. Сформулируйте закон действующих масс.
3. Напишите выражение закона действия масс для реакций:
 - а) $2\text{SO}_{2(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\Gamma)}$;
 - б) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2(\Gamma)$;
 - в) $\text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\uparrow = 2\text{NH}_3\uparrow$.
4. Почему и как влияет повышение температуры на скорость реакции?

5. В реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}\uparrow$ концентрация водорода увеличивается в 2 раза. Во сколько раз возрастает скорость реакции?

6. Во сколько раз увеличивается скорость реакции если температура повысилась на 30°C , а $\gamma = 3$?

7. Что такое катализ и катализатор?

8. Какие реакции называются необратимыми? Каковы признаки необратимости реакции?

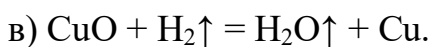
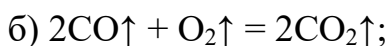
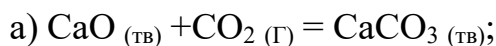
9. Обратимые реакции, их особенность.

10. Чем характеризуется химическое равновесие?

11. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

12. Привести примеры гомогенной и гетерогенной реакций.

13. Учитывая агрегатное состояние веществ в системе, составьте уравнения константы равновесия для реакций:



Укажите, в каком направлении будет смещаться равновесие этих реакций при повышении давления.

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВЫХ ЭФФЕКТОВ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель и содержание

Ознакомиться с элементами химической термодинамики. Экспериментально определить тепловые эффекты химических реакций и выполнить термодинамические расчеты.

Теоретическое обоснование

Тепловым эффектом химической реакции называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции.

Если процесс сопровождается выделением тепла, то он называется **экзотермическим**, в случае поглощения тепла – **эндотермическим**.

Раздел химии, который изучает тепловые эффекты реакций, влияние различных факторов на величину тепловых эффектов, называется **термохимией**.

В основе термохимии лежит **закон Гесса**: тепловой эффект реакции не зависит от пути проведения процесса, а зависит от начального и конечного состояний системы.

В термохимии тепловой эффект реакции обозначается символом Q и выражается в килоджоулях (кДж) или килокалориях (ккал):

$$1 \text{ ккал} = 4,187 \text{ кДж}.$$

Для экзотермических реакций $Q > 0$, для эндотермических реакций $Q < 0$.

В термодинамике макросостояние системы описывают рядом термодинамических функций, в числе которых тепловая функция, или **энтальпия (H)**.

$$H = U + pV, \quad (5.1)$$

где U – внутренняя энергия; p – давление; V – объем системы.

Изменение энтальпии ΔH равно количеству теплоты, которое сообщают системе или отводят от нее при постоянном давлении:

$$\Delta H = U + p\Delta V. \quad (5.2)$$

Поэтому ΔH характеризует тепловые эффекты химических реакций, фазовых переходов (плавления, кристаллизации и др.).

При постоянном давлении (в открытом сосуде) тепловой эффект реакции равен **изменению энтальпии (ΔH)**.

Тепловые эффекты реакций (ΔH) зависят от условий протекания реакций. Обычно тепловые эффекты измеряют при давлении в 1 атмосферу, (или 101325 Па) и температуре 25°C (или 298 К). Эти условия называются **стандартными**. Тепловые эффекты реакций, измеренные при стандартных условиях, называются **стандартными тепловыми эффектами ΔH°** и приводятся в справочниках.

Согласно следствию из закона Гесса, изменение энтальпии реакции ΔH равно:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum(\Delta H_{обр.})_{prod.} - \sum(\Delta H_{обр.})_{исх.} \quad (5.3)$$

Например, для реакции $A + B = C + D$

$$\Delta H^\circ = (H^\circ_C + H^\circ_D) - (H^\circ_A + H^\circ_B).$$

ΔH , как и Q , называется тепловым эффектом реакции. Связь между ΔH и Q выражается уравнением:

$$\Delta H = -Q. \quad (5.4)$$

Если $(H^\circ_C + H^\circ_D) < (H^\circ_A + H^\circ_B)$, то в результате реакции энергия (теплота) выделяется (экзотермическая реакция, $Q > 0$). В этом случае изменение энтальпии реакции меньше нуля ($\Delta H < 0$).

Если $(H^\circ_C + H^\circ_D) > (H^\circ_A + H^\circ_B)$, то в результате реакции энергия поглощается (эндотермическая реакция, $Q < 0$). В этом случае изменение энтальпии реакции больше нуля ($\Delta H > 0$).

Уравнения химических реакций, в которых указывают величину теплового эффекта, называются **термохимическими**.

Термохимическое уравнение отражает законы сохранения массы и энергии:

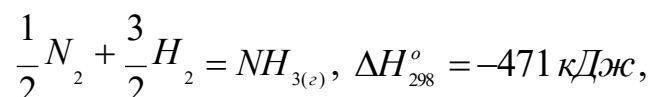
а) качественные и количественные соотношения между исходными веществами и продуктами реакции;

б) агрегатное состояние участников реакции;

в) аллотропные модификации.

Значения теплового эффекта относят к обозначенным в уравнении реакции количествам исходных и полученных веществ.

Чтобы тепловой эффект реакции был отнесен к 1 моль одного из исходных веществ или к 1 моль продукта реакции, применяют дробные коэффициенты, например:



т. е. теплота образования 1 моль NH_3 составляет $\Delta H_{обр.}^{\circ} = -471 \text{ кДж}$.

Определение тепловых эффектов реакций проводят в калориметрах. В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяют калориметры различных конструкций, но все они содержат калориметрический сосуд, который защищен от потерь тепла и снабжен термометром или другим устройством для измерения температуры.

Простейший калориметр состоит из двух стаканов – внешнего (емкостью ≈ 300 мл) и внутреннего (емкостью ≈ 100 мл), асбестовых прокладок и ртутного термометра с ценой деления $0,1$ °С. Внутренний стакан калориметра изолирован от внешнего асбестовой прокладкой.

Количество тепла Q , выделяющегося или поглощающегося в калориметре, вычисляют по формуле:

$$Q = C_{p-ра} m_1 (t_{\max}^{\circ} - t^{\circ}) + C_{ст} m_2 (t_{\max}^{\circ} - t^{\circ}), \quad (5.5)$$

где $C_{p-ра}$, $C_{ст}$ – удельные теплоемкости раствора и стекла соответственно, кал/г·град; m_1 , m_2 – массы раствора и калориметрического стакана соответственно, кг; $t_{\max}^{\circ}$ – максимальная температура, °С; t° – средняя температура исходных растворов, °С.

Удельная теплоемкость раствора зависит от его концентрации, но при малых концентрациях можно принять теплоемкость раствора равной

теплоемкости растворителя – воды ($C_{H_2O} = 1$ кал/г·град), теплоемкость стекла принимают равной нулю ($C_{ст} = 0$).

Аппаратура и материалы

Калориметр, технические весы, цилиндры мерные, стеклянные пипетки, термометр (100-150°C), мешалка, дистиллированная вода, штатив, фильтровальная бумага, воронка, шпатель, пробка, секундомер, 1 н. растворы NaOH и HCl, негашеная известь (CaO).

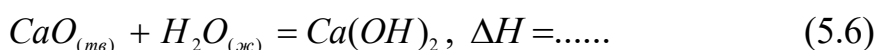
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение теплоты реакции гашения извести

Гашение извести – это экзотермическая гетерогенная реакция:



1. Во внутренний сосуд калориметра налить 100 мл дистиллированной воды, отмеренной мерным цилиндром.
2. Опустить в воду (не касаясь стенок и дна сосуда) термометр и закрепить его в зажиме штатива.
3. На технических весах отвесить 10 г негашеной извести с точностью до 0,01 г (m_{CaO}). Измерить температуру воды с точностью до 0,1°C (начальная температура опыта – $t_{нач.}$).
4. Через воронку быстро всыпать негашеную известь в сосуд с водой и закрыть отверстие пробкой. Осторожно, перемешивая раствор мешалкой, начинайте наблюдать за изменением температуры. Прекратить опыт, когда

начнется понижение температуры.

Запись данных опыта. Запишите показания термометра с точностью до 0,1°C. Первые 5 минут с интервалом в 0,5 мин., далее – через 1 мин. Результаты измерений занести в таблицу 5.1.

Таблица 5.1 – Определение теплоты реакции гашения извести

Время от начала опыта, мин	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5	6
Температура, °C												

По полученным данным на миллиметровой бумаге постройте кривую зависимости температура-время $t = f(\tau)$, откладывая на оси абсцисс время в минутах, а по оси ординат – температуру. Определить по графику наивысшую температуру раствора ($t_{\max}$) и вычислить разность температур: $\Delta t = (t_{\max} - t_{\text{нач}})$.

Рассчитайте количество теплоты ΔH , выделившейся при гашении извести по формуле (5.5).

Рассчитайте теоретическое значение теплового эффекта реакции гашения извести. По уравнению реакции гашения извести определите тепловой эффект этой реакции, используя следствие из закона Гесса (формула 5.3), если:

$$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{CaO (тв.)}} = -635,09 \text{ кДж/моль},$$

$$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{Ca(OH)2 (тв.)}} = -985,12 \text{ кДж/моль},$$

$$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{H2O (ж.)}} = -285,83 \text{ кДж/моль}.$$

Вычислите абсолютную (Δ) и относительную (δ) погрешности опыта по формулам (5.7) и (5.8), сделав пересчет $\Delta H_{\text{эксп}}$ на 1 моль вещества CaO.

$$\Delta = \Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эксп}}, \quad (5.7)$$

$$\delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор.}} - \Delta H_{\text{эксп.}}}{\Delta H_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100\%. \quad (5.8)$$

Опыт 2. Определение теплоты реакции нейтрализации

Реакцией нейтрализации называют реакцию взаимодействия кислоты и основания. Определим тепловой эффект реакции:



Установлено, что теплота реакции нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием ($\Delta H_{\text{нейтр.}}$) является величиной постоянной и равной 13,7 ккал/моль. Этот факт объяснила теория электролитической диссоциации Аррениуса, согласно которой любая реакция нейтрализации сводится к процессу: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$. То есть тепловой эффект реакции нейтрализации является тепловым эффектом реакции образования 1 моль воды. Именно поэтому он одинаков для реакции нейтрализации любыми сильными основаниями любых сильных кислот.

В случае нейтрализации слабых кислот и оснований тепловой эффект реакции зависит от природы взятых веществ. Это связано с тем, что процессу образования воды из ионов H^+ и OH^- предшествует распад вещества на ионы, т. е. тепловой эффект этого процесса входит в теплоту нейтрализации.

1. В сухой внутренний стакан калориметра налейте 25 мл 1 М раствора гидроксида натрия, точно отмеренного пипеткой или бюреткой.
2. Опустите в раствор щелочи, не касаясь дна и стенок стакана, термометр и замерьте температуру с точностью до 0,1 °C ($t_{\text{нач}}$).
3. В небольшой стаканчик налейте 25 мл 1 М раствора соляной кислоты и измерьте ее температуру.
4. Быстро и очень осторожно вылейте раствор кислоты во внутренний

сосуд калориметра и, помешивая мешалкой, наблюдайте за изменением температуры.

Запись данных опыта. Запишите показания термометра с точностью до $0,1^{\circ}\text{C}$ в течение 5 минут с интервалом в 1 мин. Результаты измерений занесите в таблицу 5.2.

Таблица 5.2 – Определение теплоты реакции нейтрализации

Время от начала опыта, мин	0	1	2	3	4	5
Температура, $^{\circ}\text{C}$						

По полученным экспериментальным данным постройте график зависимости $t = f(\tau)$. Определите по графику $t_{\max}$ – максимальную температуру раствора.

3) По формуле (5.5) определите количество теплоты ΔH , выделившееся при нейтрализации 25 мл 1 М раствора соляной кислоты 25 мл 1 М раствором щелочи NaOH. Формула (5.5) примет вид:

$$\Delta H = (m_{\text{HCl}} \cdot \rho_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}} \cdot \rho_{\text{NaOH}}) \cdot C_{p-\text{ра}} \cdot (t_{\max} - t_{\text{нач}}),$$

где ρ – плотность, г/см^3 ; C – удельная теплоемкость.

Так как растворы разбавленные, то принимаем плотность всех растворов равными плотности воды (1 г/см^3). Теплоемкость воды определяем по справочнику ($4,184 \text{ Дж/моль}$).

Тогда,

$$\Delta H_1 = [m(\text{HCl}) + m(\text{NaOH})] \cdot C \cdot \Delta t, \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}, \quad (5.9)$$

где массы кислоты и щелочи равны их объемам (в мл), поскольку плотность раствора мы приняли равной 1 г/см^3 ($1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$).

По уравнению реакции нейтрализации рассчитайте тепловой эффект нейтрализации 1 моль кислоты (в кДж) (используя формулу 4.10), учитывая,

что 25 мл 1М раствора содержат 0,025 моль кислоты.

$$\Delta H = \frac{-\Delta H_1}{0,025} \cdot 1000, \text{ кДж/моль.} \quad (5.10)$$

Определите относительную ошибку опыта (δ) по формуле (5.8), если теоретическое значение теплового эффекта реакции нейтрализации 1 моль сильной кислоты сильной щелочью равно 57,3 кДж.

Относительная ошибка измерения не должна превышать 10%.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Охарактеризуйте важнейшие величины химических систем энтальпию и энтропию.
2. Дайте определение экзотермической реакции. Приведите примеры.
3. Дайте определение эндотермической реакции. Приведите примеры.
4. Что называется теплотой образования вещества?
5. Что называется теплотой разложения вещества?
6. Что называется тепловым эффектом химической реакции? Единицы измерения теплового эффекта.
7. Как рассчитать стандартный тепловой эффект из стандартных теплот образования и сгорания?

8. В каких условиях тепловой эффект реакции может быть заменен изменением энтальпии процесса?

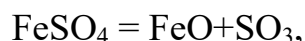
9. Какая связь между внутренней энергией и энтальпией?

10. Термодинамические потенциалы, их физический смысл.

11. Сформулируйте I, II и III начала термодинамики.

12. Вычислить, сколько тепла выделяется при получении 10 кг гашеной извести.

13. Вычислить теплоту разложения 1 кг FeSO_4 по уравнению:



где $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{FeSO}_4) = -221,3$ ккал/моль, $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{FeO}) = -196,5$ ккал/моль, $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{SO}_3) = -70,94$ ккал/моль.

14. Вычислите тепловой эффект реакции $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$,

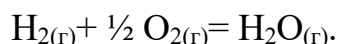
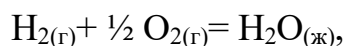
если стандартные теплоты образования веществ равны:

$$\Delta H^\circ(\text{NH}_3) = -46 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^\circ(\text{NO}) = 90 \text{ кДж/моль},$$

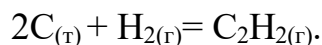
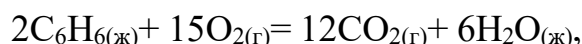
$$\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -242 \text{ кДж/моль}.$$

15. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами, напишите термохимические уравнения следующих процессов:



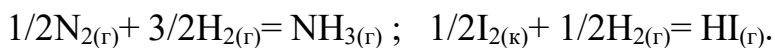
16. Сколько теплоты выделится при сжигании 20 литров этилена, взятого при нормальных условиях, если известны стандартные теплоты образования веществ.

17. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами определите экзотермические процессы:



18. Определите стандартную энтальпию реакции восстановления оксида хрома (III) алюминием.

19. Определите экзотермические процессы, пользуясь соответствующими константами:



20. Определите стандартную теплоту образования оксида меди (II), зная, что при восстановлении 40 г CuO углем выделяется CO и поглощается 27,4 кДж.

21. Рассчитайте стандартную теплоту сгорания этилена по известным стандартным теплотам образования C_2H_4 , CO_2 и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.

22. Теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием при стандартных условиях и 298⁰K равна –57 кДж/моль. Вычислите, сколько теплоты выделится при смешении 100мл 0,5М раствора HCl со 100мл 0,5М раствора NaOH. Ответ: 2,85 кДж.

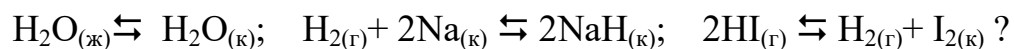
23. При сгорании фосфора массой 9,3 г выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную теплоту образования оксида фосфора (V).

24. Энергия Гиббса реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ равна –425кДж/моль. Можно ли утверждать, что эта реакция протекает самопроизвольно?

25. Рассчитайте энтальпийный и энтропийный факторы процесса, при условии, что все вещества находятся в стандартном состоянии $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}_{(\text{к})}$. Какой из рассчитанных факторов будет способствовать самопроизвольному течению реакции в прямом направлении?

26. Для реакции $\text{H}_{2(\text{к})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ тепловой эффект рассчитайте по данным термодинамическим константам.

27. Какие из приведённых ниже процессов характеризуются убыванием энтропии (ответ поясните):



28. Пользуясь соответствующими термодинамическими константами, вычислите изменение энтропии и энергии Гиббса (стандартные значения при 298⁰K) в системе, где протекает реакция:



Поясните увеличение энтропии ΔS_{298} и объясните возможность (или невозможность) самопроизвольного течения реакции.

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. МАЛОРАСТВОРИМЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

Цель и содержание

Изучить основные свойства электролитов и особенности протекания химических реакций в растворах электролитов. Ознакомиться с общими свойствами малорастворимых электролитов и методикой расчетов, связанных с произведением растворимости.

Теоретическое обоснование

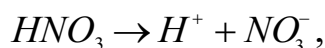
Электролитами называют вещества, диссоциирующие в воде и других полярных жидкостях или расплавах на ионы и способные проводить электрический ток. Распад вещества на ионы называется *электролитической диссоциацией*. Перенос тока в растворах и расплавах электролитов осуществляется ионами, поэтому их, в отличие от электронных проводников называются ионными проводниками или проводниками второго рода. К электролитам относятся соли, кислоты, основания.

Количественной характеристикой электролитической диссоциации является *степень диссоциации* α :

$$\alpha = \frac{n}{N}, \quad (6.1)$$

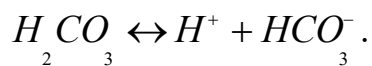
где n – концентрация продиссоциировавших молекул, моль/л; N – исходная концентрация раствора, моль/л.

По величине степени диссоциации все электролиты делят на сильные и слабые. К сильным относятся те электролиты, степень диссоциации которых равна единице, т. е. $n = N$. Электролитическая диссоциация сильных электролитов протекает необратимо, например



К сильным электролитам относятся практически все соли, гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов и некоторые минеральные кислоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4).

Степень диссоциации слабых электролитов меньше единицы, т. е. $n < N$. Их диссоциация обратима, например



Константу равновесия электролитической диссоциации слабого электролита называют константой диссоциации.

Например, при 298 К $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_d(H_2CO_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$.

Сравнивая значения $K_d(CH_3COOH)$ и $K_d(H_2CO_3)$ можно сказать, что у угольной кислоты способность к диссоциации на ионы меньше, чем у уксусной.

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

При насыщении раствора скорости процессов растворения кристаллизации одинаковы, а концентрация ионов над твердой фазой электролита () являются равновесными при данной температуре.

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

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

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

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

По известному произведению растворимости электролита и концентрации одного из ионов можно рассчитать активность другого иона, необходимую для осаждения электролита. Математическим условием образования осадка в этом случае является выражение:

Аппаратура и материалы

Штатив с пробирками, микрошпатель, стеклянные пипетки, универсальный индикатор, водяная баня, дистиллированная вода, 1 н. растворы CH_3COOH , HCl , NaOH , NaHCO_3 , FeCl_3 , CH_3COONa , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , растворы индикаторов метилового оранжевого, лакмуса и фенолфталеина, цинк металлический, кристаллические соли: CH_3COONa , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , NaCl , Na_2SO_3 . Растворы: хлороводородной кислоты (2 н.); уксусной кислоты (2 н.); аммиака (10%-ного); хлорида натрия (0,5 н.); хлорида кальция (0,5 н.); иодида калия (0,5 н.); нитрата серебра (1,0 н.); хромата калия (0,5 н.); оксалата аммония (0,5 н.); сульфида аммония; хлорид бария (0,5 н.); бромид натрия (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Сравнение химической активности электролитов

1. Возьмите две пробирки и налейте в одну из них 5-10 капель 1 н. раствора уксусной кислоты CH_3COOH , а в другую – столько же 1 н. соляной кислоты HCl .

2. В обе пробирки бросьте по одинаковому кусочку цинка.

Запись данных опыта. Что наблюдаете? Отметьте, в какой пробирке выделение газа более энергично. Дайте объяснение. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов под действием одноименных ионов

1. В пробирку до половины налить разбавленный раствор уксусной кислоты и добавить 1-2 капли раствора индикатора метилового оранжевого.

2. Разлить раствор на две пробирки, одну оставить для сравнения, а в другую добавить немного кристаллического уксуснокислого натрия CH_3COONa .

Запись данных опыта. Сравнить окраски обеих пробирок и, пользуясь уравнением константы диссоциации, объяснить причину смещения равновесия в сторону недиссоциированных молекул уксусной кислоты.

Опыт 3. Дробное осаждение

В двух пробирках получите отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида натрия (NaCl) и хромата калия (K_2CrO_4) с нитратом серебра (AgNO_3), взяв по 2-4 капли каждого раствора. Напишите

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

Опыт 4. Сравнение полноты осаждения солей бария различными осадителями

Получите осадок оксалата бария (BaC_2O_4) взаимодействием 4 капель раствора хлорида бария (BaCl_2) и 6 капель оксалата аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$). Дайте раствору отстояться и прозрачный раствор перенесите пипеткой в две чистые пробирки по 3-4 капли в каждую. В одну из них добавьте 1-2 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, чтобы убедиться в полноте осаждения иона бария по отношению к ионам оксалата аммония. В другую пробирку добавьте 3-4 капли раствора K_2CrO_4 . Какое вещество выпадает в осадок? Напишите ионные уравнения протекающих реакций. Укажите величины произведений растворимости оксалата и хромата бария и объясните образование осадка BaCrO_4 после удаления из раствора ионов бария в виде BaC_2O_4 . Каким из примененных реактивов наиболее полно удаляются ионы бария из раствора?

Опыт 5. Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков

В трех пробирках отдельно получите осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2-3 капли каждого реактива). Отметьте цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора аммиака. Размешайте содержимое пробирок. В растворе аммиака наблюдается растворение осадков с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Напишите уравнения реакций образования осадков и выражения произведений растворимости для хлорида, бромида и иодида серебра (указать их числовые значения). Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а иодид серебра практически нерастворим в аммиаке?

Опыт 6. Влияние концентрации ионов растворителя на растворение осадков

В двух пробирках получите осадок оксалата кальция взаимодействием растворов хлорида кальция (CaCl_2) и оксалата аммония взяв по 2-3 капли каждого раствора. Добавьте в одну пробирку несколько капель концентрированного раствора HCl до полного растворения осадка. В другую пробирку столько же концентрированного раствора CH_3COOH . Отметьте практическую нерастворимость оксалата кальция в последнем случае. Напишите ионные уравнения протекающих реакций и выражение произведения растворимости. Объясните, почему осадок оксалата кальция растворяется в хлороводородной кислоте и практически нерастворим в уксусной. Концентрация, какого иона влияет на растворение оксалата кальция в кислотах?

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является

документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Что называют степенью диссоциации электролита? Какие электролиты называют слабыми, а какие – сильными?
3. Напишите в молекулярной и ионной форме реакции получения слабых оснований и кислот из растворов их солей: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2S , HCN , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CH_3COOH .
4. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 0,1 н. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
5. От чего зависит процесс диссоциации?
6. Что характеризует константа диссоциации?
7. Чему равно ионное произведение воды при 22 °С?
8. Электролитом какой силы является фосфорная кислота?
9. Константа диссоциации фосфорной кислоты по первой ступени равна $7,11 \cdot 10^{-3}$. Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислить концентрацию ионов водорода в 0,5 М растворе.
10. Найдите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 1 М растворе, зная, что 1 мл содержит $6,15 \cdot 10^{20}$ частиц (недиссоциированных молекул и ионов) растворенного вещества.
11. По табличной величине произведения растворимости гидроксида

магния вычислите растворимость этого гидроксида при заданной температуре (моль/л). Считать коэффициенты активности равными 1.

12. Почему понятие о произведении растворимости (ПР) не приложимо:

- а) к малорастворимым слабым электролитам
- б) к хорошо растворимым неэлектролитам

Дайте ответ, обоснованный законом действующих масс.

13. Составьте уравнение фазового равновесия в насыщенном растворе хромата бария. Приведите название, значение и выражение (по закону действующих масс) для константы этого равновесия. Используя справочные данные, укажите, сместится ли фазовое равновесие (и если «да», то в какую сторону при добавлении: а) хромата калия, б) хлорида бария. Изменится ли масса осадка при этих воздействиях?

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 1, 2]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель и содержание

Теоретически и экспериментально изучить процессы гидролиза солей и влияние различных факторов на процесс протекания гидролиза.

Теоретическое обоснование

Водные растворы солей в зависимости от природы образующих их кислот и оснований могут быть кислыми, щелочными и нейтральными. Кислотность или щелочность растворов солей связаны с тем, что их растворение в воде сопровождается реакцией гидролиза.

Гидролизом называется обменное взаимодействие ионов соли с ионами воды, сопровождающееся образованием слабого электролита и изменением реакции среды.

Реакцию среды (кислотность или щелочность) характеризует **водородный показатель pH**.

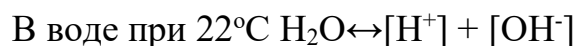
Водородный показатель (pH) – это отрицательный логарифм концентрации ионов водорода в растворе.

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

Концентрация водородных ионов, так же как и гидроксид-ионов, может колебаться в интервале от 1 до 10^{-14} , но произведение концентраций при 22°C остается всегда равным 10^{-14} :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} - \text{ионное произведение воды}$$

$$\text{Тогда } pH + pOH = 14.$$



$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

То есть, если известна концентрация ионов H^+ , можно рассчитать концентрацию OH^- и наоборот.

При $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH = 7$ – нейтральная среда.

При $[H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH > 7$ – щелочная среда.

При $[H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}$, $pH < 7$ – кислая среда.

В водных растворах электролитов pH определяют с помощью индикаторов – веществ, изменяющих окраску раствора в зависимости от pH или приборами – pH-метрами.

Таблица 7.1 – Изменения окраски индикаторов в водных растворах электролитов

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в кислой растворе ($pH < 7$)	Цвет индикатора в щелочной растворе ($pH > 7$)
Лакмус	фиолетовый	красный	синий

Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метиловый оранжевый	оранжевый	красный	желтый

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

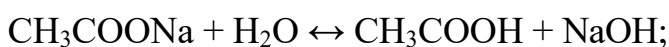
Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, при растворении в воде гидролизуются вследствие чего реакция раствора становится кислой ($\text{pH} < 7$).

Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, при растворении гидролизуются, реакция раствора становится щелочной ($\text{pH} > 7$).

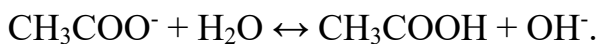
При растворении солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, реакцию среды определяет более сильный электролит. Среда может быть слабокислой или слабощелочной.

Уравнения реакции гидролиза солей могут быть записаны в виде:

а) молекулярного уравнения:

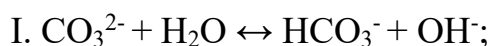


б) ионного уравнения:



Гидролиз солей многоосновных кислот, многокислотных оснований протекает ступенчато с образованием в первом случае кислых солей, во втором – основных солей.

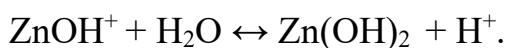
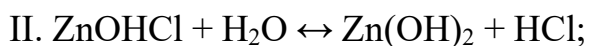
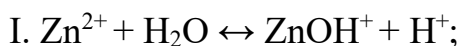
1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ – первая ступень гидролиза;



II. $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$ – вторая ступень гидролиза.



2) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOHCl} + \text{HCl};$



Гидролиз протекает, главным образом, по I ступени.

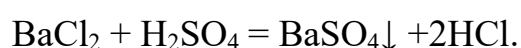
Интенсивность гидролиза характеризует степень гидролиза. **Степень гидролиза (β)** – отношение числа гидролизированных молекул соли к общему числу молекул соли. Степень гидролиза зависит от концентрации соли, температуры и природы соли.

Во многих случаях гидролиз является обратимым процессом, поэтому равновесие процесса можно сместить в желаемом направлении, изменяя условия проведения его (концентрацию соли, температуру).

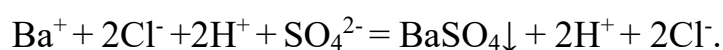
Ионные уравнения. Ионные уравнения показывают, между какими молекулами и ионами произошло химическое взаимодействие.

Порядок составления ионных уравнений реакций в растворах электролитов:

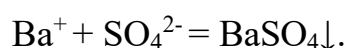
1. Написать уравнение реакции в молекулярной форме:



2. Переписать уравнение, оставив без изменений формулы нерастворимых, газообразных или слабодиссоциирующих веществ, а формулы остальных веществ записать в виде свободных ионов:



3. Сократить одноименные ионы, находящиеся в левой и правой частях уравнения, т. е. привести подобные члены, оставив только ионы, которые соединяются, образуя малодиссоциированные вещества, т. е. получить ионное уравнение, выражающее сущность данной реакции:



Аппаратура и материалы

Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Микрошпатель. Вода дистиллированная. Реактивы кристаллические: хлорид олова (II). Индикаторы: лакмус (р-р), фенолфталеин (р-р). Растворы: хлороводородной

кислоты (0,5 н.), ацетата натрия (0,5 н.), сульфата алюминия (0,5 н.), хлорида натрия (0,5 н.), ацетат аммония (0,5 н.), сульфита натрия (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

В четыре пробирки набрать по 2-3 мл следующих растворов солей: в первую - ацетат натрия (NaCH_3COO), во вторую - сульфат алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), в третью - хлорид натрия (NaCl), в четвертую - ацетат аммония ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$). Еще в одну пробирку (контрольную) набрать такой же объем дистиллированной воды. Во все пять пробирок добавить по 2-3 капли нейтрального раствора лакмуса.

Растворы размешать и по изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Запись данных опыта. Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза (в случае ступенчатого гидролиза - только для 1-й ступени).

Опыт 2. Необратимый гидролиз при смешивании солей

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора сульфата алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$). В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида натрия (Na_2S), в другую - раствора карбоната натрия (Na_2CO_3). Отметить в обеих пробирках выделение газа (в одной с характерным запахом) и выпадение осадка.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции совместного гидролиза. Объяснить, почему реакция протекает необратимо.

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

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

Запись данных опыта. Написать уравнения гидролиза карбоната и сульфита натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? Степень гидролиза какой соли больше? Объяснить почему?

Опыт 4. Влияние температуры на гидролиз соли

Поместите в две пробирки по 2-3 мл раствора хлорида железа (III) - FeCl_3 . Одну пробирку оставляют для сравнения, а раствор в другой пробирке нагревают.

Запись данных опыта. Что наблюдается при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Напишите уравнения гидролиза FeCl_3 на холоду и при нагревании. Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого явления.

Опыт 5. Сдвиг равновесия гидролиза при добавлении сильной кислоты

Внесите в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II) - SnCl_2 . Раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова SnOHCl .

Добавьте 5-6 капель раствора HCl и вновь перемешайте.

Запись данных опыта. Напишите уравнения протекающих реакций получения этой соли. Что происходит с осадком при добавлении раствора HCl ?

Объясните причину наблюдаемого.

Содержание и форма отчета

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Что называется гидролизом? Дайте определение.
2. Что такое степень гидролиза?
3. Что такое рН среды? Значение рН для кислой, щелочной и нейтральной сред.
4. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза нитрата аммония и ацетата магния. Определите среду водных растворов этих солей.
5. Какие соли не подвергаются гидролизу?
6. Как и почему температура влияет на степень гидролиза?
7. Как и почему влияет концентрация соли на степень гидролиза?
8. Каким образом можно подавить гидролиз соли? Разобрать на примере.
9. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли: а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 ; д) NH_4Cl ; е) Zn ; ж) H_2O .
10. В пробирки с водой вносят небольшие порции следующих солей:

- а) ZnBr_2 , CsNO_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$;
- б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Li_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 ;
- в) NaHS , $\text{Sr}(\text{CN})_2$, NaHPO_4 , Na_2HPO_4 ;
- г) K_2SO_4 , K_2SO_3 , KHSO_3 , FeSO_4 .

Составьте уравнения протекающих реакций. Укажите, какое значение pH (>7 , <7 , $=7$) будут иметь приготовленные растворы при 25°C .

11. Составьте уравнения гидролиза солей: карбонат калия; нитрат цинка; сульфит натрия; сульфат никеля (II); сульфит натрия; сульфат аммония; селенит калия; сульфат хрома (III) – калия; нитрит калия; нитрат алюминия; хлорид железа (II); сульфид калия; сульфит калия; сульфат цинка; сульфат железа (II); нитрит натрия. Укажите, какое значение pH (>7 , <7 , $=7$) имеет водный раствор каждой соли.

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2,3]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8

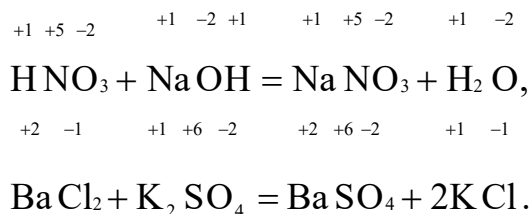
ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель и содержание

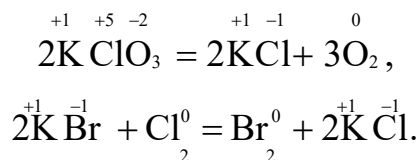
Ознакомиться с основными типами окислительно-восстановительных реакций, приобрести навыки в их составлении и уравнивании.

Теоретическое обоснование

Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например:



Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например:



Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными (ОВР)**.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что все связи являются ионными и что общие электронные пары смещены в сторону атома с большей электроотрицательностью.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения. Ее обозначают арабской цифрой над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой. Например, $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{S}}$. Любой положительный атом является окислителем, а любой отрицательный атом – восстановителем.

В любом соединении каждому атому может быть приписана степень окисления. Вычисляют ее, исходя из следующих положений:

- 1) степень окисления простых веществ равна нулю ($\overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{S}}, \overset{0}{\text{Na}}$ и т. д.);
- 2) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1) – $\text{Na}^{+1}, \text{K}^{+1}$ и др., металлы главной подгруппы II группы (+2) – $\text{Ca}^{+2}, \text{Mg}^{+2}$ и др., а также цинк Zn^{+2} и кадмий Cd^{+2} ;
- 3) водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов (NaH, CaH_2), где его степень окисления –1;

4) степень окисления кислорода равна -2 , за исключением пероксидов, где его степень окисления -1 (H_2O_2) и фторида кислорода OF_2 ($+2$);

5) молекула электронейтральна, т. е. алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Например, определим степени окисления серы в соединениях H_2SO_3 и H_2S . Для водорода характерна степень окисления $+1$, а для кислорода -2 . Обозначим степень окисления серы через «X», тогда для H_2SO_3 :

$$+1 \cdot 2 + X + 3 \cdot (-2) = 0, X = +4.$$

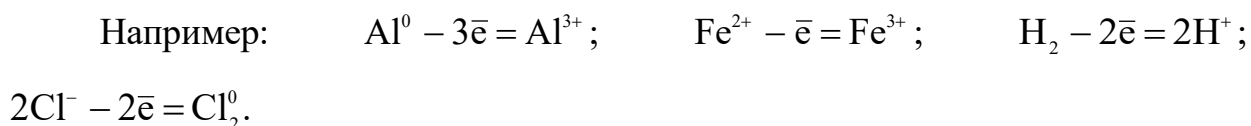
$$\text{Аналогично для } \text{H}_2\text{S}: +1 \cdot 2 + X = 0, X = -2.$$

Атомы одного и того же элемента в различных соединениях могут иметь различные степени окисления. Например, степень окисления азота в молекулах NH_3 и N_2 -3 и 0 соответственно, но валентность в обоих соединениях равна трем. Из чего понятен формальный характер понятия «степень окисления», но это понятие удобно применять для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

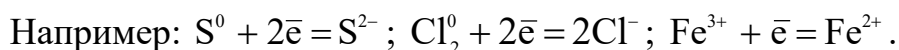
Окислительно-восстановительные реакции – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике.

Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

1. **Окисление** - процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.



2. **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.



3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями**. Во время реакции они окисляются.

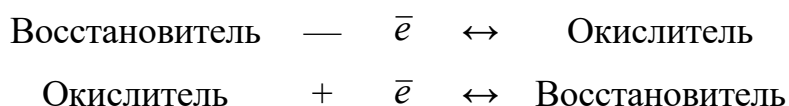
4. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**. Во время реакции они восстанавливаются.

Так как атомы или ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

Таблица 8.1 – Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
Атомы металлов (<i>s</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -элементы), водород, углерод	Атомы <i>p</i> -элементов в высшей степени окисления, равной номеру группы. Самые сильные окислители – фтор и кислород, самые слабые – атомы IVA – группы в высшей степени окисления.
Отрицательно заряженные ионы неметаллов (S^{2-} , I^- , Br^- и др.) в низшей степени окисления.	Ионы металлов в высокой степени окисления (Fe^{+3} , Sn^{+4} , Au^{+3} и др.)
Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточных степеней окисления N_3^{+} , N_2^{+} , S_2^{+} , S_3^{+} , $N_2H_4^{+}$ и др, при взаимодействии с сильными окислителями.	Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла и неметалла в состоянии высокой степени окисления (MnO_4^{+7} , MnO_2^{+4} , $Cr_2O_7^{+6}$, CrO_3^{+6} , PbO_2^{+4} , HNO_3^{+5} и ее соли, $H_2SO_4^{+6}$, ClO_3^{+5} и др.)
Электрический ток на катоде	Озон (O_3), пероксид водорода H_2O_2 (может быть и восстановителем), персульфат аммония $(NH_4)_2S_2O_8$, царская водка, смесь концентрированных кислот: азотной и плавиковой и др.
	Электрический ток на аноде

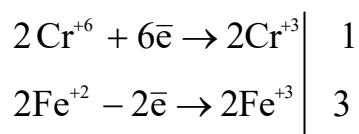
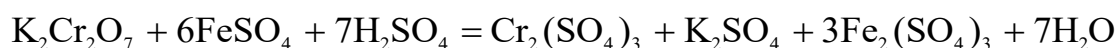
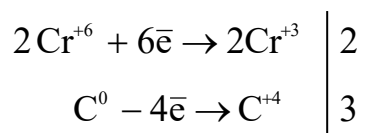
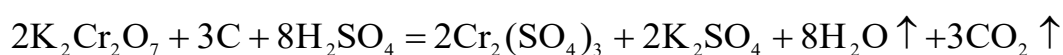
4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:



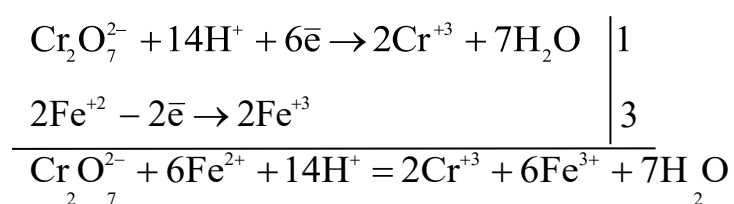
Причем, число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).

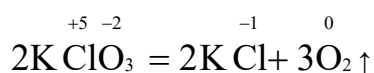
Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции это реакции, в которых ион-окислитель и ион-восстановитель находятся в разных веществах. Например,

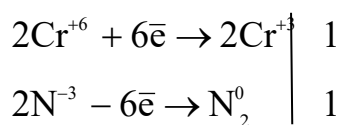
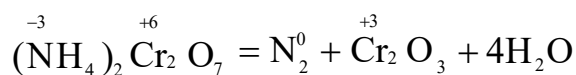
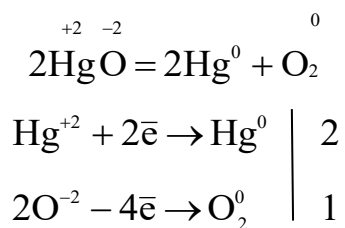
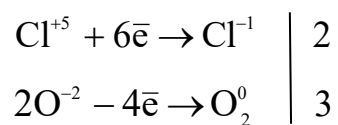


Или в ионной форме:

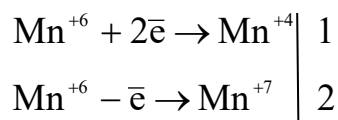


Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции имеют место там, где атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в молекуле одного вещества. Например:

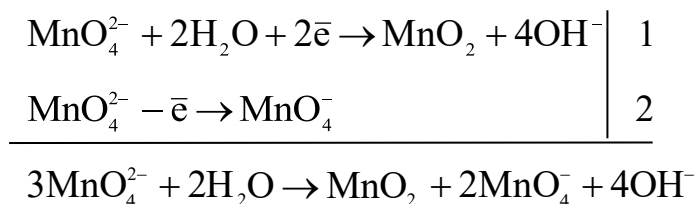




В реакциях самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования) окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления :



или в ионно-электронной форме



Существует два метода составления окислительно-восстановительных реакций:

1. Метод электронного баланса, в основе которого лежит правило: общее число электронов, которые отдает восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.

2. Ионно-электронный метод основан на составлении уравнений полуреакций восстановления атома (молекулы) окислителя и окисления атома (молекулы) восстановителя и последующем суммировании этих полуреакций, с учетом коэффициентов.

В окислительно-восстановительных реакциях **эквивалентная масса окислителя** равна отношению его молекулярной массы к числу принятых им электронов, **эквивалентная масса восстановителя** определяется делением его молекулярной массы на число отданных им электронов.

На протекание окислительно-восстановительных реакций влияют природа и концентрация реагирующих веществ, pH среды, катализаторы, температура.

Для реакций, протекающих в растворах, стремление к переходу электронов от одних атомов или ионов к другим характеризуется их окислительно-восстановительными потенциалами.

Окислительно-восстановительный потенциал (Red-Ox потенциал) – это равновесная разность потенциалов, возникающая между электродом и раствором в результате их взаимодействия.

Значения Red-Ox потенциалов для стандартных условий (E°) приводятся в справочниках.

Чем меньше величина Red-Ox потенциала, тем сильнее восстановительные свойства. Чем больше величина Red-Ox потенциала, тем выше окислительные свойства атомов, ионов, молекул.

Например, для процесса $K = K^+ + e^-$, $E^\circ_{K/K^+} = -2,92 \text{ В}$,

т. е. калий – сильный восстановитель.

Для процесса $2F^- = F_2 + 2e^-$, $E_{2F^-/F_2}^0 = +2,87 \text{ В}$,

т. е. фтор – сильный окислитель.

Величина электродного потенциала (E) зависит от природы электрода, концентрации (C) или от активности (a) ионов в растворе и температуры. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \lg C, \quad (8.1)$$

где E^0 – стандартный электродный потенциал (приводится в справочниках); R – универсальная газовая постоянная; n – число электронов, участвующих в реакции; F – число Фарадея; T – температура, К; C – концентрация, моль/л.

Возможность осуществления ОВР определяет изобарно-изотермический потенциал ΔG . Величина E и значение ΔG связаны между собой:

$$\Delta G = - nFE. \quad (8.2)$$

Таким образом, зная Red-Ox потенциалы, можно предвидеть направление окислительно-восстановительных реакций: реакция протекает в выбранном направлении, если разность потенциалов положительна, а $\Delta G < 0$.

Приборы и реактивы

Штатив с пробирками; стеклянные пипетки, фильтровальная бумага, наждачная бумага, железные гвозди, дистиллированная вода.

Жидкие реактивы: CuSO_4 , I_2 , свежеприготовленные 0.5 н. растворы Na_2SO_3 , KMnO_4 , H_2SO_4 , NaOH , KNO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, соль Моры FeSO_4 , FeCl_3 или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KI , раствор крахмала.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Восстановление ионов меди металлическим железом

1. В пробирку налейте 5-10 капель раствора сульфата меди.
2. Опустите в содержимое пробирки на несколько минут железный гвоздь, поверхность которого предварительно очищена наждачной бумагой.

Запись данных опыта. Напишите Ваши наблюдения. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах и уравняйте их. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Восстановление молекул йода до иодид-ионов сульфитом натрия

1. В пробирку налейте 2-3 капли раствора йода I_2 .
2. Прибавляйте к раствору йода свежеприготовленный раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до обесцвечивания раствора.

Запись данных опыта. Опишите, что происходит. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах и уравняйте его. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Восстановление перманганата калия нитритом калия

1. К 5-10 капель раствора перманганата калия $KMnO_4$ добавьте 3-4 капли разбавленной серной кислоты H_2SO_4 .
2. Затем по каплям добавляйте раствор нитрата калия KNO_2 (можно кристаллики) до полного обесцвечивания.

Запись данных опыта. Чем обусловлено образование бурого газа при добавлении избытка нитрита калия к кислому раствору? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах и уравняйте его. Охарактеризуйте функцию каждого из участвующих в ней веществ. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Окисление сульфата железа (II) дихроматом калия

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и столько же 0,5 н. раствора H_2SO_4 .
2. К полученному раствору прилейте по каплям свежеприготовленный раствор сульфата железа (II) $FeSO_4$ (или соль Мора), пока дихромат-ионы (CrO_4^{2-}) полностью не прореагируют, т. е. до достижения устойчивости окраски.

Запись данных опыта. В какой цвет окрашен раствор? Какую функцию выполняет в этой реакции сульфат железа (II)? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окислительные свойства солей железа (III)

1. Налейте в пробирку 8-10 капель раствора хлорида $FeCl_3$ или сульфата железа (III) $Fe_2(SO_4)_3$.
2. Прибавьте такой же объем раствора иодида калия KI , наблюдая за изменением окраски.
3. Испытуемый раствор водой, разделите на две пробирки и в одну добавьте по каплям раствор крахмала.

Запись данных опыта. Как изменяется окраска раствора при добавлении иодида калия? О чем свидетельствует синее окрашивание раствора в пробирке с крахмалом? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах, уравняйте ее и укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Влияние pH среды на направление окислительно-восстановительных реакций

1. Возьмите четыре пробирки. В каждую из них налейте 9-10 капель раствора перманганата калия $KMnO_4$. Первую пробирку оставьте в качестве контрольной.

2. Во вторую пробирку добавьте 3 капли 0,5 н. раствора серной кислоты H_2SO_4 ($\text{pH} < 7$).

3. В третью пробирку добавьте 3 капли 0,5 н. раствора гидроксида натрия NaOH ($\text{pH} > 7$).

4. В четвертую пробирку добавьте 3 капли воды ($\text{pH} \approx 7$).

5. Во 2-ю, 3-ю и 4-ю пробирки добавлять по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до характерного изменения окраски растворов.

Запись данных опыта. Как меняется окраска раствора во 2-й пробирке? Какое соединение в виде осадка образовалось в 3-й пробирке? Какой ион придает раствору такую окраску? Как изменилась окраска раствора в четвертой пробирке?

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-электронной формах, уравняйте их. На основании проведенных опытов сделайте вывод о характере продуктов восстановления перманганат-иона в зависимости от pH среды. В какой среде перманганат-ион проявляет более высокую окислительную активность?

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

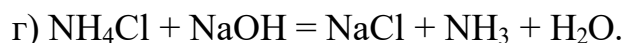
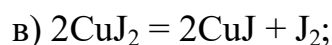
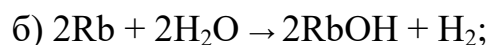
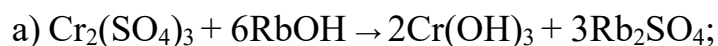
1. Дайте определение окислительно-восстановительных реакций.
2. Классифицируйте окислительно-восстановительные реакции.

Приведите определения и примеры.

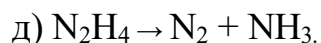
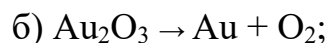
3. Перечислите основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.
4. Что такое степень окисления?
5. Дайте определение понятиям «окислитель» и «восстановитель».

Перечислите известные вам окислители и восстановители, используемые в строительстве.

6. Укажите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:

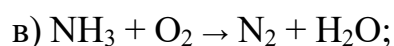
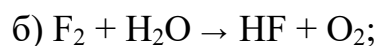
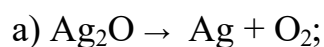


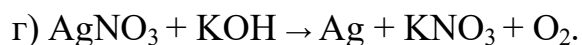
7. Среди приведенных превращений укажите реакции диспропорционирования:



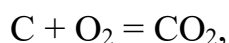
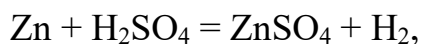
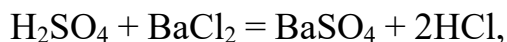
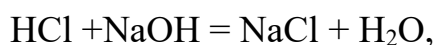
8. До каких продуктов может быть окислена вода: а) O_2 и H^+ ; б) до OH^- и H_2 ; в) до 2OH^- ?

9. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции восстановителя:

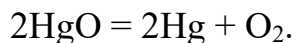
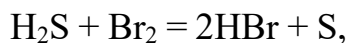




10. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



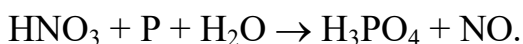
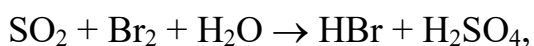
11. Указать, какие атомы является окислителем и какие восстановителем в реакциях:



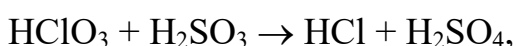
12. Указать, какие из приведенных ниже атомов и ионов могут являться:

а) только восстановителями, б) только окислителями, в) как восстановителями, так и окислителями: K^+ , Cl^- , S^{-2} , S^{+6} , S^{+4} , N^{+3} , N^{+4} , N^{+5} , N^{-3} .

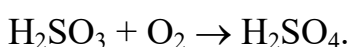
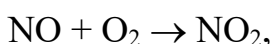
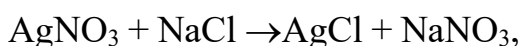
13. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях:



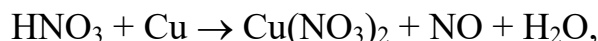
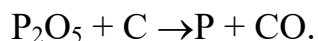
14. Определить окислитель и восстановитель в реакциях:



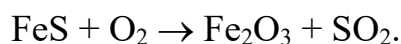
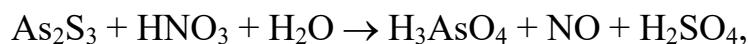
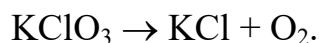
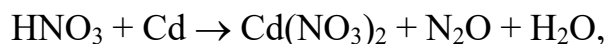
15. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



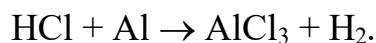
16. Найти коэффициенты в следующих уравнениях:



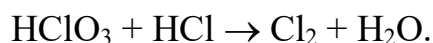
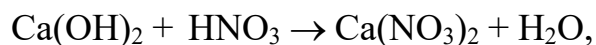
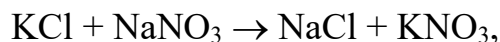
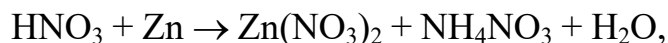
17. Указать, что является окислителем, а что восстановителем в реакциях:



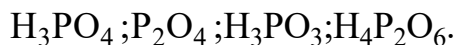
18. Уравнять реакции методом электронного баланса:



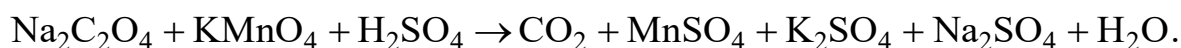
19. Какие из данных реакций являются окислительно-восстановительными:



20. Какова степень окисления фосфора в соединениях:



21. Уравняйте реакцию методом электронного баланса:



22. Составьте уравнение реакции окисления иодида калия дихроматом калия в сернокислом растворе, принимая, что продуктами реакции являются иод, сульфат хрома (III) и сульфат калия. Уравняйте методом электронного баланса.

23. Привести примеры соединений азота, хлора и марганца, которые могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства. Напишите их формулы.

24. Составьте уравнение реакции взаимодействия кальция с концентрированной серной кислотой. Сколько образуется молекул сульфата кальция, если продуктом восстановления серной кислоты является сероводород?

25. Какие из приведенных элементарных ионов способны проявлять: а) только функцию окислителя, б) только функцию восстановителя, в) двойственную функцию: F^- , H^+ , H^- , Cu^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , S^{2-} , S_2^{2-} , Sn^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , I^- ? Ответ обоснуйте.

26. Какие из указанных ниже веществ могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные так и восстановительные свойства: $KMnO_4$; MnO_2 ; V_2O_5 ; KI ; PbO_2 , NH_3 ; HNO_2 ; Na_2S ; Na_2SO_3 ; HNO_3 ; $K_2Cr_2O_7$; PH_3 ? Ответ поясните.

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2-5]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель и содержание

Получение комплексов различного типа. Изучение строения комплексных ионов и их свойств.

Теоретическое обоснование

Комплексными называются соли, образованные комплексным ионом, например: $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

внешняя сфера внутренняя сфера



Комплексообразователь – положительно заряженный ион металла (чаще всего d- и f-металлы).

Лиганды – молекулы или ионы, присоединяющиеся к комплексообразователю.

Координационное число (к.ч.) – число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь.

Названия комплексных солей образуются аналогично названию остальных солей, при этом указываются лиганды и степень окисления комплексообразователя. Например: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – сульфаттетрааммин меди (II), $Na_2[Be(OH)_4]$ – тетрагидроксобериллат натрия.

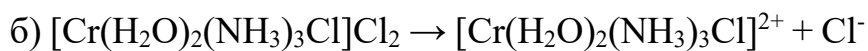
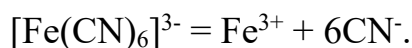
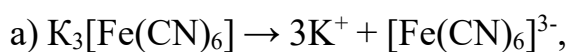
Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул (H_2O , NH_3) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда:

Комплексное соединение	Заряд иона	Координационное число	Степень окисления
$K_3[Fe(CN)_6]$	-3	6	+3
$Na[Ag(NO_2)_2]$	-1	2	+1
$[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$	+2	6	+3

Комплексные соединения – электролиты, при диссоциации в водных растворах образуют комплексные ионы и ионы внешней сферы. Эта диссоциация называется первичной, она протекает практически полностью.

Обратимый распад внутренней сферы комплексного соединения называют вторичной диссоциацией. В результате вторичной диссоциации устанавливается равновесие между комплексной частицей, центральным ионом и лигандами.

Таким образом, диссоциацию указанных комплексных соединений можно представить так:



Вторичная диссоциация, свойственная комплексному иону характеризуется константой равновесия, называемой **константой**

нестойкости комплексного иона:
$$K_{\text{нест.}} = \frac{[Fe^{3+}] \cdot [CN^-]^6}{[[Fe(CN)_6]^{3-}]}.$$

Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, пипетки капельные, микрошпатель, универсальная индикаторная бумага, вода дистиллированная.

Жидкие реактивы: раствор аммиака (25%), сульфата цинка (0,5 н.), сульфата никеля (0,5 н.), сульфата меди (II) (0,5 н.), сульфата алюминия (0,5 н.), хлорида хрома (III) (0,5 н.), хлорида бария (0,5 н.), раствор аммиака (2 н.), гидроксида натрия (2 н.), сульфида натрия (0,5 н.), гексацианоферрата (III) калия (0,5 н.).

Сухие реактивы: гранулы олова, соль Мора.

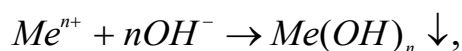
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

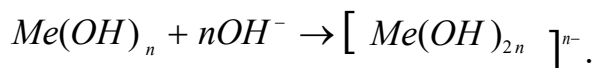
Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Анионные комплексы

Анионными в частности являются гидроксокомплексы. Для их получения в три пробирки отдельно поместите растворы солей цинка, хрома (III) и алюминия. В каждую из них добавьте по каплям раствор щёлочи. Наблюдайте вначале выпадение осадков по ионным реакциям типа



а затем их растворение в избытке щёлочи с образованием растворимых гидроксокомплексов



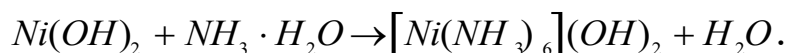
Запись данных опыта. Напишите уравнения всех проделанных реакций. Гидроксиды каких металлов способны образовывать такие анионные комплексы?

Опыт 2. Катионные комплексы

Катионными комплексами в частности являются аммиакаты. Для получения аммиаката никеля внесите в пробирку 3–4 капли сульфата никеля ($NiSO_4$) и такой же объём раствора гидроксида натрия ($NaOH$). Образуется осадок гидроксида никеля (II). Аккуратно слейте раствор, из пробирки оставив осадок. Остатки жидкой фазы можно удалить полоской фильтровальной бумаги.

К осадку добавьте 5–6 капель концентрированного раствора аммиака. Тщательно перемешайте до полного растворения осадка. В отдельную пробирку поместите несколько капель раствора сульфата никеля и сравните его окраску с окраской раствора гидроксида гексаамминникеля (II)

полученного по реакции



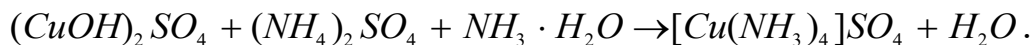
Запись данных опыта. Напишите уравнения проведённых реакций. Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Ответ обоснуйте.

Опыт 3. Получение и исследование комплексного соединения сульфата тетраамминмеди (II)

Поместите в пробирку 1–2 мл раствора сульфата меди (II) ($CuSO_4$) и по каплям добавляйте концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте вначале выпадение осадка основного сульфата, образующегося по реакции



а за тем его растворение и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетраамминмеди (II):



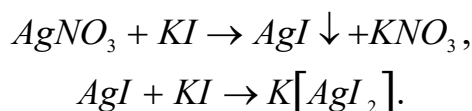
Для исследования комплекса полученный раствор разделите на две пробирки. В одну добавьте 2 капли хлорида бария ($BaCl_2$). На присутствие какого иона указывает выпавший осадок? Во вторую пробирку внесите гранулу олова. Выделяется ли медь на грануле олова (должен появляться красноватый налет на блестящей поверхности гранулы)?

Для сравнения поместите в две другие пробирки по 1-2 мл раствора сульфата меди и проведите те же два опыта, которые были проделаны с раствором комплексного соединения.

Запись данных опыта. Напишите уравнения всех проведённых реакций. Есть ли различие в поведении сульфата меди и комплексной соли по отношению к каждому добавленному реактиву? Дайте пояснения.

Опыт 4. Прочность комплексных ионов. Разрушение комплекса при разбавлении раствора

Внесите в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра (AgNO_3) и по каплям добавьте раствор иодида калия (KI), встряхивая пробирку после каждой капли. Наблюдайте сначала образование осадка иодида серебра, а затем его растворение по реакциям:



К получившемуся раствору добавьте несколько капель воды. Наблюдайте появление опалесценции, связанное с формированием твёрдой фазы AgI вследствие смещения равновесия последней реакции в обратном направлении.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций. Опишите наблюдаемые процессы. Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона?

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Какие соли называют комплексными?
2. Из чего состоят комплексные соли?

3. Дайте определение координационного числа. Что оно показывает?
4. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь (центральный атом) и лиганды в следующих комплексных соединениях:

- а) $K_3[Co(C_2O_4)_3]$, $[Zn(NH_3)_4](NO_3)_2$, $Sr_2[Cu(OH)_6]$;
б) $[Cr(CO)_6]$, $Na_3[Co(NO_2)_6] \cdot H_2O$, $Ca[Cr(NH_3)_2(NCS)_4]_2$;
в) $[Cu(NH_3)_4SO_4] \cdot H_2O$, $[K(H_2O)_6][Cr(H_2O)](SO_4)_2$, $K[Ag(CN)_2]$.

5. Определите степень окисления комплексообразователя и назовите комплексные соединения:

- а) $Na_3[FeF_6]$, $[Cr(C_6H_6)_2]$, $[Ni(NH_3)_6Cl_2]$;
б) $Na[Sb(OH)_6]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$;
в) $Cs[ICl_4]$, $H[AuCl_4]$, $[Fe(C_5H_5)_2]$;
г) $K[I(I)_2]$, $K_3[Cr(OH)_6]$, $Li[AlH_4]$;
д) $Na_3[Ag(SO_3S)_2]$, $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$, $Na_3[Fe(CN)_6]$;
е) $K_2[TaF_7]$, $Rb_2[SnCl_6]$, $[Cr(en)_2(NCS)_2]_2SO_4$.

6. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях:

- а) $K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$, $[Ni(OH)_3Cl_2]$, $Al[BH_4]_3$;
б) $[Pt(NH_3)_2(Cl)_2]$, $Cs[Co(H_2O)_3Br_3]$, $K[V(CO)_6]$;
в) $K_2[CuCl_4] \cdot 2H_2O$, $[Co(NH_3)_6]Cl_2(OH)$, $[Cu(H_2O)_2(Br)_2]$;
г) $[Cr(H_2O)_4(Cl)_2]Cl \cdot 2H_2O$, $[Ir(NH_3)_3Cl_3]$, $KFe^{II}[Fe(CN)_6]$;
д) $[Al(H_2O)_6]_2(SO_4)_3$, $[Cu(NH_3)_4Cl(NO_2)]$, $[Cr(H_2O)_3(OH)_3]$;
е) $[Co(NH_3)_2(en)(Cl)_2]Cl$, $[Co(NH_3)_6]_2$, $[Re^{VI}(CN)_8]_3$;
ж) $(NH_4)_2[Fe(H_2O)_6](SO_4)_2$, $[Co(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$.

Назовите эти комплексные соединения.

7. Составьте названия комплексных одноядерных анионов и катионов:

- а) $[Ni(H_2O)(CN)_5]^{3-}$, $[BrO_2F_2]^-$, $[Cu(C_2O_4)_2]^{2-}$;

б) $[\text{S}(\text{NH}_2)\text{O}_3]^-$, $[\text{Pd}(\text{Cl})_2(\text{N}_3)_2]^{2-}$, $[\text{ClOF}_2]^+$, $[\text{SO}_2\text{F}]^+$.

8. Составьте названия комплексных многоядерных анионов и катионов:

а) $[\text{Rh}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4\text{Br}_2]^{2-}$, $[\text{Ni}_2(\text{NO})_2(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Ru}_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_8\text{N}]^{3-}$;

б) $[\text{Co}_2(\text{CN})_8]^{8-}$, $[\text{Re}_2\text{Cl}_{10}\text{O}]^{4-}$, $[\text{Zn}_2(\text{N}_3)_7]^{3-}$;

в) $[\text{Sn}_2\text{S}_7]^{6-}$, $[\text{Cr}_4\text{S}_7]^{2-}$, $[\text{Ge}_2\text{Se}_7]^{6-}$;

г) $[\text{Bi}_6\text{O}_6(\text{OH})_3]^{3+}$, $[\text{Ru}_3(\text{CH}_3\text{COO})_6\text{O}]^+$, $[\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$.

9. Составьте формулы комплексных ионов:

а) гексанитрокобальтат(III)-ион; гексанитритокобальтат(III)-ион;

б) катион гексафтороиода(VII); катион тетраамминпалладия(II);

в) гексафторостибат(V)-ион; тетрагидридоборат(III)-ион;

г) аквапентахлорофerrat(III)-ион; гексафторорутенат(V)-ион;

д) пентакарбонилжелезо; гекса(аммин)осмий.

10. Составьте названия комплексных соединений:

а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Cs}[\text{I}(\text{Br})\text{Cl}]$;

б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5(\text{OH})]\text{Br}_3$, $\text{NH}_4[\text{I}(\text{I})_2]$;

в) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, $[\text{Fe}_2(\text{H}_2\text{O})_8(\text{OH})_2](\text{SO}_4)_2$;

г) $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}_4[\text{Co}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_4(\text{OH})_2]$;

д) $\text{K}_4[\text{W}_2\text{Cl}_{10}\text{O}]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4[\text{Pt}^{\text{II}}\text{Cl}_4]]$;

е) $\text{Na}[\text{Nb}_2\text{F}_{11}]$, $[\text{PCl}_4][\text{Au}^{\text{III}}\text{Cl}_4]$.

11. Составьте формулы комплексных соединений:

а) гексахлоропалладат(IV)аммония;

б) гидроксотрихлороаурат(III)оксония;

в) дихлороаргентат(I)цезия;

г) сульфат дихлоротетраамминкобальта(III);

д) хлорид нитропентаамминкобальта(III);

е) хлорид карбонатодекаамминдикобальта(III).

12. Дайте название комплексным ионам и комплексам:

а) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Os}(\text{NH}_3)_6]$, $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;

б) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{TiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$;

в) $[\text{SbF}_4]^-$, $[\text{PbCl}_6]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$.

Литература

[Основная литература 1, 3, дополнительная литература 2,4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 10

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Цель и содержание

Ознакомится с характерными свойствами различных металлов и их соединений. Провести качественное определение металлов.

Теоретическое обоснование

Все *s*-элементы (кроме H и He), *d*-элементы (все элементы побочных подгрупп) и *f*-элементы (лантаноиды и актиноиды) являются металлами. Среди *p*-элементов есть и металлы, и неметаллы, число элементов металлов увеличивается с увеличением номера периода.

Свойства металлов можно разделить на четыре группы: физические, химические, механические и технологические.

К отличительным физическим свойствам металлов можно отнести твердое агрегатное состояние (за исключением ртути), высокую электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, цвет, магнитные и другие свойства.

Все металлы при обычной температуре твердые вещества, но по степени твердости они сильно отличаются друг от друга: щелочные металлы легко режутся ножом, тогда как самый твердый – хром – по своей твердости близок к алмазу.

Лучшими проводниками электричества являются серебро, медь, золото и алюминий. Эти же металлы являются наиболее теплопроводными. Электрическая проводимость зависит от температуры: с повышением температуры она снижается.

Отражательная способность металлов выражается в характерном металлическом блеске, интенсивность которого зависит от доли поглощаемого металлом света – чем она меньше, тем ярче блеск. Наиболее ярко блестят серебро и палладий. В мелкодисперсном состоянии большинство из металлов черного цвета и без блеска. Алюминий и магний сохраняют металлический блеск даже в порошкообразном состоянии.

Характерной особенностью металлов в химическом отношении является проявление ими типичных восстановительных свойств.

Общность физических и химических свойств металлов объясняется общностью строения их атомов, характерными типами кристаллических решеток и типом химической связи.

В атомах металлов на внешнем энергетическом уровне, как правило, небольшое число электронов - от одного до трех.

Для большинства металлов характерны три типа кристаллических решеток: объемно-центрированная кубическая (V, Cr, W и др.), гранецентрированная кубическая (Al, Ca, Cu и др.), гексагональная плотноупакованная (Be, Mg, Ti, Zn и др.). На рис. 9.1 показаны элементарные ячейки решеток этих типов.

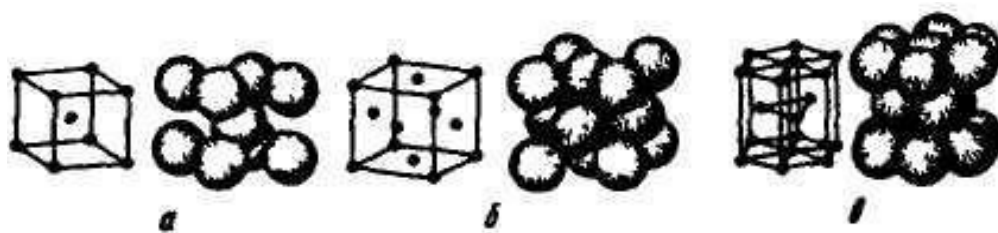


Рисунок 9.1 – Основные типы кристаллических решеток металлов:

- а) объемно-центрированная кубическая; б) гранецентрированная кубическая; в) гексагональная плотноупакованная.

***s*-Металлы.** *s*-Металлами называют металлы I и II групп главных подгрупп.

В атомах *s*-металлов на внешнем энергетическом уровне находится по одному (металлы I группы) или по два электрона (металлы II группы).

Отдача этих электронов происходит легко, на что указывают низкие значения энергии ионизации. Причем образование ионов металлов I группы происходит гораздо легче, чем металлов второй группы. В обеих группах наблюдается уменьшение энергии ионизации при перемещении от лития к цезию и от бериллия к барию, так как увеличивается размер атома и внешние *s*-электроны располагаются все дальше от ядра. Все *s*-металлы при комнатной температуре и нормальном давлении находятся в твердом состоянии и имеют кристаллическую структуру характерную для металлов.

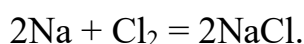
Металлы I группы очень мягкие и имеют небольшую плотность по сравнению с другими металлами. Самый легкий металл – литий ($0,53 \text{ г/см}^3$) всплывает на поверхность даже легких масел, что затрудняет изоляцию металла. *s*-Металлы II группы имеют более высокую твердость и плотность, но более низкую плотность чем у *d*-металлов.

Низкие значения температур плавления и кипения, а также энтальпий плавления и испарения могут быть объяснены сравнительно слабыми металлическими связями.

С увеличением радиуса при перемещении в каждой группе происходит ослабление металлической связи (уменьшение температуры плавления и

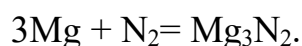
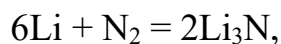
кипения, энтальпий плавления и кипения в I группе). Особенность изменения температур плавления и кипения во второй группе объясняется неодинаковой кристаллической структурой у металлов этой группы.

Все *s*-металлы горят в атмосфере воздуха, но продукты горения имеют различный характер. Металлы I и II группы за исключением бериллия реагируют с водородом, образуя гидриды. Все *s*-металлы восстанавливают галогены, например:

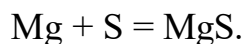
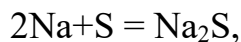


Реакционная способность у *s*-металлов по отношению к галогенам возрастает при перемещении в группе от лития к цезию и от бериллия к барию.

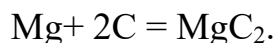
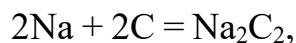
Металлы II группы, а также литий (I группа) сгорают в азоте с образованием нитридов, например:



Все металлы I и II группы реагируют с серой, образуя сульфиды:

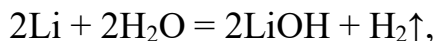


Литий и натрий, а также металлы II группы реагируют с древесным углем с образованием карбидов:



Все *s*-металлы I группы реагируют с холодной водой, причем реакционная способность по отношению к воде возрастает от лития к цезию.

Так, литий с водой реагирует относительно спокойно:



натрий бурно, калий самовоспламеняется, а рубидий и цезий с взрывом.

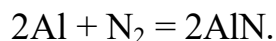
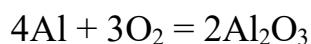
s-Металлы II группы также реагируют с водой, однако реакционная способность по отношению к воде меньше, чем у *s*-металлов I группы.

***p*-Металлы.** Наибольший интерес из *p*-металлов представляют алюминий,

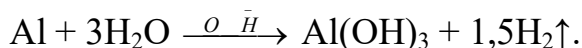
олово и свинец. Следует отметить отличительные физические свойства алюминия—высокая электропроводность и теплопроводность. Теплопроводность алюминия в 1,8 раз больше, чем у меди, и в 9 раз больше, чем у нержавеющей стали. Алюминий имеет невысокую плотность: в три раза меньше, чем у железа, меди и цинка. Алюминий — это прочный металл, обладающий хорошей ковкостью.

При взаимодействии алюминия с кислородом на его поверхности образуется тонкий слой оксида, который препятствует дальнейшему взаимодействию. Наличие такой оксидной пленки позволяет широко использовать алюминиевые металлоконструкции и алюминиевые изделия.

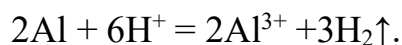
При удалении оксидной пленки алюминий может реагировать и с кислородом, и с другими неметаллами:



Водные растворы щелочей также «удаляют» оксидный поверхностный слой, что приводит к энергичному взаимодействию алюминия с водой:



Алюминий реагирует с горячими разбавленными хлороводородной и серной кислотами:



С соляной и серной кислотами при комнатной температуре алюминий не взаимодействует.

Концентрированная азотная кислота вызывает *пассивацию* алюминия (т.е. появление оксидной плёнки на поверхности металла). С разбавленной кислотой реакция идет по уравнению:



Олово и свинец — *p*-элементы IV группы периодической системы,

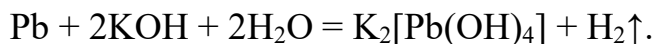
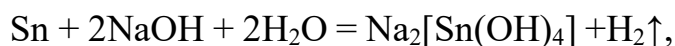
являются металлами, для которых характерны степени окисления +2 и +4.

В степени окисления +4 эти элементы характеризуются способностью образовывать ковалентные связи. Способность к образованию цепей, характерная для углерода, уменьшается в следующем порядке: $C \gg Si > Ge \approx Sn \approx Pb$. Частично это объясняется уменьшением прочности связи элемент-элемент.

Олово при обычных условиях устойчиво к действию воды и воздуха. При нагревании на воздухе выше точки плавления горит с образованием SnO_2 . С хлором и бромом олово взаимодействует при обычной температуре, при нагревании – с йодом, селеном, теллуром и фосфором. С азотом непосредственно не соединяется.

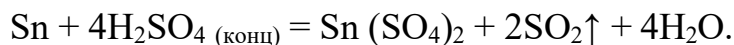
Свинец покрыт при комнатной температуре синевато-серой пленкой оксида. При нагревании свинец также как и олово реагирует с галогенами, серой, селеном, теллуром, образуя $Pb\Gamma_2$ (где Γ - галоген), PbS , $PbSe$, $PbTe$.

Олово и свинец медленно взаимодействуют с холодной щелочью, но быстро растворяются в горячей:



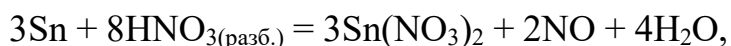
Олово не растворяется в разбавленной серной и хлороводородной кислотах.

Концентрированная H_2SO_4 окисляет олово до Sn^{4+} :



Свинец практически не растворяется в разбавленной серной и хлороводородной кислотах.

Разбавленная азотная кислота переводит олово в нитрат олова (II), а свинец в нитрат свинца (II):



Концентрированная азотная кислота окисляет олово до β -оловянной

кислоты H_2SnO_3 :



***d*-Металлы.** К *d*-металлам относятся те элементы, атомы которых содержат валентные электроны на $(n-1)d$ -, *ns*-уровнях и составляют побочные подгруппы, занимая промежуточное положение между типичными *s*-металлами и *p*-элементами. *d*-Металлы обладают некоторыми особенностями по сравнению с металлами главных подгрупп. У *d*-металлов лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу. Остальные *d*-электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей между соседними атомами. Таким образом, эти металлы в кристаллическом состоянии обладают не чисто металлической связью, а ковалентно-металлической. Поэтому все они твердые (кроме Hg) и тугоплавкие (кроме Zn, Cd) металлы. Для *d*-металлов характерен большой набор валентных состояний и, как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах.

Соединения, в которых *d*-металлы находятся в низшей степени окисления, образуют кристаллы ионного типа, в химических реакциях проявляют основные свойства и являются, как правило, восстановителями.

Соединения, в которых *d*-металлы находятся в промежуточных степенях окисления, проявляют амфотерные свойства и окислительно-восстановительную двойственность.

В периоде с ростом заряда ядра (*Z*) восстановительные свойства металлов уменьшаются, достигая минимума у элементов IV-группы. Тяжелые металлы VIIIB- и IVB-групп за свою инертность названы *благородными*.

Приборы и реактивы

Пробирки, газовая горелка, держатели пробирок, синяя лакмусовая бумага.

Жидкие реактивы: соляная кислота (2 н.), серная кислота (2 н.), азотная

кислота (2 н. и 2%), концентрированная серная кислота, концентрированный раствор щелочи, раствор нитрата свинца (2 н.), растворы солей цинка, железа (II), олова, меди (II), серебра.

Сухие реактивы: алюминий металлический, магний металлический, железные опилки, олово, медная стружка, цинк металлический.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Взаимодействие металлов с соляной кислотой

В три пробирки налейте по 2-3 мл 2 н. раствора соляной кислоты и поместите в первую кусочек цинка, во вторую – немного железных стружек, в третью – кусочек меди.

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

В три пробирки налейте по 2 мл 2н. раствора серной кислоты и внесите по одному кусочку металла: в первую – алюминий, во вторую – железо, в третью – медь. Подогрейте слегка над пламенем горелки те пробирки, в которых реакция идет медленно.

Запись данных опыта. Объясните, почему реакции идут не во всех пробирках. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

В одну пробирку поместите кусочек медной стружки, в другую –

немного магния и прилейте в каждую пробирку по 2 мл концентрированной серной кислоты. Каждую пробирку слегка подогрейте над пламенем горелки и поднесите влажную лакмусовую бумагу к открытому краю пробирки.

К краю второй пробирки поднесите полоску фильтровальной бумаги, пропитанной раствором нитрата свинца.

Запись данных опыта. Отметьте изменение окраски лакмусовой бумаги и фильтровальной бумаги, пропитанной раствором нитрата свинца. Опишите и объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Взаимодействие металлов с азотной кислотой различной концентрации (*опыт проводится под тягой*)

В три пробирки налейте по 2 мл концентрированной азотной кислоты и внесите в первую пробирку кусочек цинка, во вторую – железную стружку, в третью – кусочек меди.

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.

В три пробирки налейте по 2 мл 2%-ного раствора азотной кислоты и внесите в первую пробирку кусочек цинка, во вторую – железную стружку, в третью – кусочек меди.

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Сравнительная активность металлов

В 5 пробирок налейте по 1 мл солей цинка, железа (II), олова, меди (II) и серебра. Опустите в растворы солей по кусочку цинка. Повторите опыт с железной стружкой, свинцом и медью.

Запись данных опыта. Опишите наблюдаемые явления. Из каких растворов вытесняются металлы? Напишите уравнения соответствующих

реакций. Запишите металлы по убыванию их восстановительной способности, определенной экспериментально. Выпишите значения их стандартных электродных потенциалов. Сделать вывод о соответствии экспериментального ряда металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений.

Опыт 6. Взаимодействие металлов со щелочами

В 5 пробирок поместите соответственно: в первую – алюминий, во вторую – олово, в третью – железо, в четвертую – медь, в пятую – цинк. Прилейте во все пробирки 1-2 мл концентрированного раствора щелочи и немного нагрейте.

Запись данных опыта. В каких пробирках протекает реакция? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Железо, содержащееся в 10 мл анализируемого раствора FeSO_4 , окислено до железа (III) и осаждено в виде гидроксида. Масса прокалённого осадка оказалась равной 0,4132 г. Вычислить молярную концентрацию FeSO_4 в исходном растворе.

2. Может ли Ni быть окислен жидким бромом при стандартном

состоянии вещества и 298 °К?

3. Вычислить ЭДС гальванической пары $\text{Ni}/\text{Ni}^{+2} \parallel \text{Pd}^{+2}/\text{Pd}$. Концентрации ионов металлов в растворе $[\text{Ni}^{+2}] = 4 \cdot 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Pd}^{+2}] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

4. Определите тепловой эффект реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2$.

5. Каковы продукты взаимодействия Na_2CO_3 с водным раствором $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

6. Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необходимую для получения 1 кг хромокалиевых квасцов.

7. Какой объём хлора выделится при взаимодействии 1 моля дихромата натрия с избытком соляной кислоты? Условия нормальные.

8. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,60 г FeSO_4 в нейтральном растворе?

9. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,60 г FeSO_4 в кислом растворе?

10. При каких температурах процесс получения хрома восстановлением Cr_2O_3 водородом может протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ?

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 11

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

Цель и содержание

Смоделировать в лабораторных условиях процессы электрохимической коррозии металлических изделий и методы защиты их от коррозионных разрушений.

Теоретическое обоснование

Самопроизвольный процесс разрушения металлов под действием окружающей среды называется **коррозией**.

По механизму протекания коррозия подразделяется на химическую и электрохимическую. Под **химической коррозией** понимают обычную гетерогенную реакцию, протекающую на поверхности металла. Например, разрушение железа при нагревании на воздухе. В этом случае продуктом коррозии является оксид железа (окалина) $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$.

Электрохимическая коррозия протекает в среде электролита. Причиной электрохимической коррозии является образование гальванопар - участков с разным значением электродного потенциала. Реакция коррозии состоит из двух стадий: одна протекает на участке с меньшим потенциалом (анодном участке), другая на участке с большим значением электродного потенциала (катодном участке).

Методы защиты металлов от коррозии включают электрохимические методы, защита посредством металлических покрытий, химических пленок, ингибиторов. Выбор того или иного метода защиты определяется характером среды, условиями эксплуатации детали. Наиболее широко от электрохимической коррозии используются покрытия металлического и неметаллического характера.

В определенных условиях окислительно-восстановительную реакцию можно провести так, что процессы окисления и восстановления будут разделены пространственно, и электроны будут переходить не хаотически, а направленным потоком в виде электрического тока. Когда реакция протекает в растворе, необходимые для этого условия создаются погружением в раствор двух проводников, называемых электродами. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется **анодом**, а электрод, на котором протекает процесс восстановления - **катодом**. Реакция возможна, если

имеется электрическая цепь, образованная, с одной стороны, замыканием электродов внешним проводником (или непосредственным контактом), а с другой стороны, через раствор - электролитически. Объединённые электрической цепью анод и катод называются **гальванической парой**, а приборы для получения таким путем электрического тока — гальваническими элементами.

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



металл раствор

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

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



раствор металл

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

Соединение в электрическую цепь электродов из активного и

малоактивного металлов приводит к тому, что электроны от отрицательно заряженного электрода переходят к положительно заряженному. Двойной электрический слой на обоих электродах исчезает и окислительно-восстановительная реакция, представленная полуреакциями (11.1) и (11.2), протекает до тех пор, пока, либо электрод из активного металла полностью не растворится, либо на другом электроде все ионы малоактивного металла не будут осаждены на поверхность.

Равновесные потенциалы электродов из разных металлов имеют различные значения. Кроме того, величина потенциала зависит от активной концентрации их ионов в растворе и температуры. Чтобы получить сравнимые величины, принято измерять электродные потенциалы металлов при активности их ионов в растворе равной 1 моль/л и температуре 25° С.

Определяемые таким образом потенциалы называются **стандартными электродными потенциалами** и приведены в справочниках (см. Приложение).

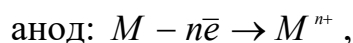
Чем меньше отрицательное значение стандартных потенциалов (с учетом знака), тем больше восстановительная способность металлов и тем меньше окислительная способность их ионов.

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

Поскольку величины стандартных потенциалов всех металлов отличны, то гальваническая пара может быть составлена из двух любых металлов. Более того, учитывая, что поверхность одного металла всегда энергетически неоднородна (из-за наличия примесей, различий по химическому и фазовому составу сплава и др.), на ней всегда возникает

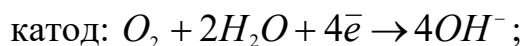
множество микрогальванических пар при формировании тонкой плёнки электролита из атмосферной влаги с растворёнными в ней газами и солями. Разрушение металла в результате работы огромного количества гальванических микроэлементов называют **электрохимической коррозией**.

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

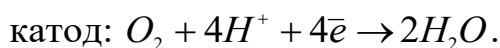


а на участках металла с большим потенциалом — катодное восстановление окислителя. Наиболее распространёнными окислителями при электрохимической коррозии являются молекулы кислорода воздуха и ионы водорода электролита.

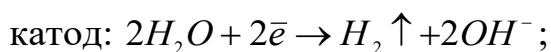
Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода (с кислородной деполяризацией). В зависимости от pH среды возможны две реакции восстановления кислорода. В щелочной или нейтральной среде –



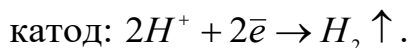
в кислой среде –



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



в кислой среде –



Образование гальванопары используется для защиты металлического изделия от электрохимической коррозии. В этих целях к защищаемому изделию присоединяют менее активный металл, называемый **протектором**, на котором и протекает анодная реакция. Если в качестве протектора

применять относительно дешевые цинк или сплав магния с алюминием, то за счет их коррозии можно эффективно защитить дорогостоящие стальные конструкции, например обшивку корпуса корабля.

Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, фарфоровый тигель.

Жидкие реактивы: раствор серной кислоты (2 н.), раствор соляной кислоты, азотная кислота (конц.), раствор гексацианоферрата калия $K_3[Fe(CN)_6]$, раствор уксусной кислоты, 5% раствор KI, цинк.

Сухие реактивы: медная проволока, оцинкованное и луженое железо, железные гвозди, свинец.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Коррозия при контакте различных металлов

1. Возьмите две пробирки и налейте в них на 1/3 объема 2 н. раствора серной кислоты.

2. В одну пробирку опустите кусочек цинка, в другую – медную проволоку, зачищенную наждачной бумагой.

3. Затем перелейте содержимое пробирки с медной проволокой в пробирку с цинком так, чтобы медная проволока коснулась кусочка цинка.

Запись данных опыта. Отметьте, что происходит в каждой пробирке при внесении кусочков металлов. На каком металле будет наблюдаться выделение водорода при сливании двух пробирок? Запишите схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента с водородной деполяризацией на катоде.

Опыт 2. Защита от коррозии металлическим покрытием

1. В две пробирки налить на 1/3 их объема раствор соляной кислоты и 1-2 капли раствора гексацианоферрата калия (III) $K_3[Fe(CN)_6]$. Последний является реактивом на ионы Fe^{+3} , с которым он дает интенсивно синее окрашивание.

2. Перемешайте содержимое пробирок, в одну опустите кусочек оцинкованного железа, в другую – кусочек луженого железа.

3. Дайте пробиркам постоять пять минут.

Запись данных опыта. Отметьте, в какой пробирке появилось синее окрашивание по краям металлической пластинки. Дайте объяснение. Какое из покрытий на железе выполняет роль катодного и анодного покрытия и почему? Составьте уравнения реакций анодных и катодных процессов при действии гальванопары Fe-Sn и Fe-Zn с водородной деполяризацией. Для сравнения составьте схему действия гальванопары Fe-Sn с кислородной деполяризацией.

Опыт 3. Пассивирование металлов и роль защитных пленок в процессе коррозии

1. Зачистить наждачной бумагой два железных гвоздя.

2. Один гвоздь пассивируйте, т. е. опустите его в пробирку с налитой на 1/3 ее объема концентрированной азотной кислотой и подержите его 1-2 минуты.

3. Затем выньте гвоздь из пробирки, промойте водой из-под крана, обсушите фильтровальной бумагой.

4. Опустите пассивированный гвоздь в пробирку с раствором серной кислоты.

5. Для сравнения опустите в раствор серной кислоты необработанный, т. е. непассивированный гвоздь.

Запись данных опыта. На каком гвозде быстрее выделяется водород?

Увеличилось или уменьшилось выделение водорода после пассивирования? Дайте объяснения. Отметьте роль оксидной пленки, образованной на металле при обработке концентрированной азотной кислотой, по отношению к коррозии. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Протекторная защита

1. В две пробирки с раствором разбавленной уксусной кислоты прилейте несколько капель 5% раствора KI.

2. В одну пробирку опустите кусочек свинца, а в другую - кусочки свинца и цинка так, чтобы они соприкасались.

Запись данных опыта. Наблюдайте, где быстрее будет разрушаться свинец (там где быстрее появится желтый осадок, так как ионы I^- играют роль индикатора на ионы Pb^{2+} , образуя с ним малорастворимое соединение иодид свинца PbI_2). Составьте схему действия гальванопары Pb-Zn. Какой металл играет роль протектора?

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. При каких условиях возникает химическая и электрохимическая коррозии?

2. Напишите уравнение реакции коррозии железа: а) в атмосфере влажного воздуха; б) в растворе гидроксида натрия.
3. Приведите примеры металлов, которые относительно железа выполняют роль катодного покрытия.
4. Объясните сущность каждой электрохимической защиты от коррозии.
5. Установка работает на воздухе. Необходимо защитить ее детали от коррозии. Какой вид защиты предложили бы вы?
- а) электрохимическую катодную защиту
 - б) протекторную защиту
 - в) защиту посредством металлических покрытий.
6. Железная деталь покрыта свинцом, работает в воде. В случае нарушения целостности покрытия какой металл будет разрушаться? Напишите уравнение реакций, на катодном и анодном участках.
7. Какие из нижеуказанных оксидов могут быть восстановлены водородом: MgO , CuO , CaO , ZnO , HgO ?
8. Какие из оксидов: Fe_2O_3 , CaO , Ag_2O , Na_2O , ZnO – могут быть восстановлены алюминием?
9. Из каких солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CuSO_4 , AgNO_3 , ZnSO_4 – металл может быть вытеснен никелем?
10. В 200 мл раствора, содержащего $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 в концентрации каждого 0,1 моль/л, опущен кусок железа 1,12 г. Сколько каждого металла вытеснено железом?
11. В 250 мл раствора, содержащего ZnSO_4 , MgSO_4 и NiSO_4 в концентрации каждой соли 0,2 моль/л, погружен кусок алюминия 0,8 г. Какие из металлов и в каком количестве вытиснятся алюминием?
12. Увеличится или уменьшится масса цинковой пластинки при взаимодействии: а) с раствором CuSO_4 ; б) с раствором $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?
13. В раствор AgNO_3 опущена медная пластинка 9,547 г. Через

некоторое время пластинка была вынута из раствора, промыта, высушена и взвешена. Масса её оказалась 9,983 г. Сколько серебра выделилось на пластинке?

14. В 200 мл 0,1 М раствора CuSO_4 опущена железная пластина 10,112 г. Какова будет масса пластинки по вытеснении всей меди из раствора?

15. Вычислить электродный потенциал цинка, погруженного в раствор, содержащий ионы Zn^{2+} в активной концентрации 0,1 моль/л.

16. Какой электрод заряжен отрицательно в гальванических элементах, образованных стандартными электродами: а) Mg^{2+}/Mg и Al^{3+}/Al ; б) Al^{3+}/Al и Zn^{2+}/Zn ?

17. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель — отрицательный электрод, в другом — положительный.

18. Какой из электродов заряжен отрицательно и какой положительный в концентрационном элементе, образованном алюминиевыми электродами: при активной концентрации ионов Ag^+ в одном 0,01 моль/л, в другом - 0,1 моль/л?

19. Какие реакции протекают у электродов в гальванических элементах, образованных: а) кобальтом и хромом; б) оловом и медью, погружёнными в растворы их солей?

20. Что является окислителем, что восстановителем в гальваническом элементе, составленном медью и серебром, погруженными в растворы их солей?

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2,4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 12

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАРБОНАТНОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Цель и содержание

Ознакомиться с основами количественного анализа. Научиться определять карбонатную жесткость воды методом объемного анализа.

Теоретическое обоснование

Важнейшими показателями качества воды, определяющими пригодность ее использования для различных целей (питья, в строительном деле, охлаждения двигателей, использования на тепловых электростанциях), в сельском хозяйстве являются: содержание взвешенных веществ; сухой остаток; общая жесткость; карбонатная жесткость (общая щелочность); окисляемость; pH; содержание коррозионноагрессивных газов (CO_2 , H_2S , SO_2 , O_2 и др.); содержание ионов Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} .

Сухой остаток – масса солей, оставшихся после выпаривания воды.

Окисляемость характеризует общее количество органических веществ в воде.

Одним из наиболее важных показателей качества воды является общая жесткость воды.

Общая жесткость воды равна сумме концентраций в ней катионов Ca^{2+} (кальциевая жесткость) и Mg^{2+} (магниевая жесткость) и выражается в миллиэквивалентах на литр (мэкв/л) (или, что одно и то же, в миллиграмм-эквивалентах на литр (мг-экв/л)).

$$J_o = J_{\text{Ca}} + J_{\text{Mg}}, \text{ мэкв/л} \quad (12.1)$$

Для пересчета выраженных в мг/л концентраций кальция $C(\text{Ca}^{2+})$ и магния $C(\text{Mg}^{2+})$ в мэкв/л их нужно разделить на эквивалентные массы этих катионов, т. е.

$$J_{\text{Ca}} = \frac{C(\text{Ca}^{2+})}{20,04}, \text{ мэкв/л},$$

$$Ж_{Mg} = \frac{C(Ca^{2+})}{12,16}, \text{ мЭКВ/л},$$

где 20,04 и 12,16 – эквивалентные массы соответственно Ca^{2+} и Mg^{2+} .

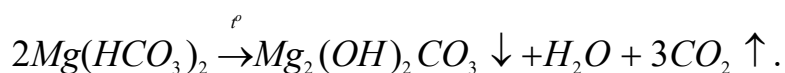
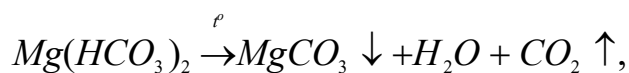
Общая жесткость воды подразделяется на карбонатную и некарбонатную.

Карбонатная жесткость воды ($Ж_K$) обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния $Ca(HCO_3)_2$ и $Mg(HCO_3)_2$.

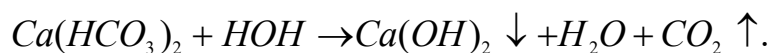
$$Ж_K = \frac{C(HCO_3^-)}{61,02}, \text{ мЭКВ/л},$$

где $C(HCO_3^-)$ – концентрация гидрокарбонат-ионов в мг/л; 61,02 – эквивалентная масса HCO_3^- .

Карбонатную жесткость называют также **временной (устралимой)**, так как при кипячении растворимые гидрокарбонаты кальция и магния превращаются в нерастворимые карбонаты или оксикарбонаты:



Карбонатную жесткость часто называют **щелочностью**, так как гидрокарбонаты, вследствие гидролиза, придают щелочную реакцию воде:



Некарбонатная жесткость ($Ж_{НК}$) обусловлена наличием в воде хлоридов, сульфатов и других некарбонатных солей кальция и магния: $CaCl_2$, $MgCl_2$, $CaSO_4$, $MgSO_4$, $CaSiO_3$, $MgSiO_3$ и др.

Некарбонатную жесткость называют также **постоянной жесткостью**. Кипячением она не устраняется. Обычно используют химические способы устранения постоянной жесткости воды.

Таким образом, **общая жесткость воды** равна сумме кальциевой и

магниевой жесткостей, с одной стороны, и сумме карбонатной и некарбонатной жесткостей с другой стороны.

Воды с общей жесткостью до 3 мг-экв/л называют мягкими. Солесодержание Балтийского, Каспийского, Черного морей равно 7,5-16 мг-экв/л. Общая жесткость воды морей и океанов составила примерно 215-225 мэкв/л, в том числе карбонатная – 15 мэкв/л.

Таблица 12.1 – Классификация природных вод по величине общей жесткости

Жесткость	Содержание, мэкв/л
Малая	<1,5
Средняя	1,5-3,0
Повышенная	3,0-6,0
Высокая	6,0-12,0
Очень высокая	> 12

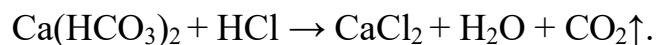
Карбонатную жесткость воды определяют *методом объемного анализа*. Суть его состоит в точном определении объема раствора реактива с точно известной концентрацией, израсходованного на химическую реакцию с известным объемом раствора определяемого компонента. Окончание реакции (точку эквивалентности) устанавливают с помощью индикатора-вещества, изменяющего в этот момент свой цвет.

Процесс постепенного приливания реактива с точно известной концентрацией к исследуемому раствору называют *титрованием*.

Согласно закону эквивалентов вещества взаимодействуют между собой пропорционально их химическим эквивалентам (т. е. 1 эквивалент одного вещества взаимодействует с 1 эквивалентом другого вещества). Поэтому в объемных определениях используют нормальные растворы.

Карбонатную жесткость определяют титрованием определенного

объема исследуемой воды 0,1 н. раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилового оранжевого. При этом происходит реакция:



Расчет проводят по формуле:

$$V(\text{H}_2\text{O}) \cdot C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl}) \quad (12.2)$$

где $V(\text{H}_2\text{O})$ – объем воды, взятой для анализа; $V(\text{HCl})$ – объем 0,1н НСl, израсходованной на реакцию с $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; $C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{O})$ – суммарная концентрация солей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, г-экв/л; $C_{\text{H}}(\text{HCl})$ – концентрация НСl, г-экв/л.

Из уравнения (12.2) находим $C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{O})$ (т. е. карбонатную жесткость, выраженную в г-экв/л):

$$J_K = C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ г-экв/л.} \quad (12.3)$$

Выразим карбонатную жесткость в мг-экв/л или мэкв/л.

$$J_K = C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^3, \text{ мэкв/л.} \quad (12.4)$$

Пример. Пусть на титрование 100 мл воды пошло в среднем 12,26 мл 0,1016 н. НСl. Тогда карбонатная жесткость воды будет

$C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{O}) = 12,25 \cdot 0,1016 / 100 = 0,01225$ г-экв/л, а т.к. 1 г-экв = 1000 мэкв = 1000 мг-экв, то

$$J_K = 0,01225 \cdot 10^3 = 12,25 \text{ мг-экв/л.}$$

Приборы и реактивы

Стеклянная коническая колба для титрования объемом 250 мл – 3 шт., мерный цилиндр на 100 мл, стеклянные пипетки, штатив с бюреткой на 25 мл, химический стакан, метиловый оранжевый.

Жидкие реактивы: раствор НСl (0,1 н.), водопроводная вода.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

1. Отмерьте мерным цилиндром по 100 мл водопроводной воды в три конические колбы для титрования.
2. В каждую колбу добавьте по 2-3 капли индикатора метилового оранжевого.
3. Бюретку промойте дистиллированной водой и один раз раствором титранта 0,1 н. HCl.
4. После промывания заполните бюретку 0,1 н. раствором HCl до нулевой отметки. Титруйте три колбы с исследуемой водой при постоянном перемешивании до перехода желтой окраски раствора в бледно-розовый цвет.

Запись данных опыта. По полученным результатам рассчитайте среднее значение $V(\text{HCl})_{\text{ср}}$ и определите карбонатную жесткость исследуемой воды по формуле (11.3). Сделайте вывод о качестве воды.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Дайте определение понятиям: «общая жесткость», «карбонатная жесткость», «некарбонатная жесткость». Охарактеризуйте их.
3. Перечислите и охарактеризуйте методы устранения жесткости воды.

4. Присутствие каких солей в природе обуславливает жесткость воды?
5. Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) Na_2CO_3 , б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Рассмотреть случаи постоянной и временной жесткости.
6. В чем заключается ионнообменный способ устранения жесткости воды?
7. При кипячении 250 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпал осадок массой 3,5 мг. Чему равна жесткость воды?
8. Как, исходя из законов эквивалентов, проверить правильность анализа воды, если известно, что содержание в воде ионов в мг/л: $\text{Na}^+ = 2500$, $\text{Ca}^{+2} = 150$, $\text{Mg}^{+2} = 75$, $\text{HSO}_3^- = 3600$, $\text{Cl}^- = 1500$, $\text{SO}_4^{2-} = 250$?
9. В 1 м³ воды содержится гидрокарбонат кальция массой 44,6 г и сульфат магния массой 30,7 г. Чему равна карбонатная, некарбонатная и общая жесткость воды?
10. Чему равна жесткость воды в насыщенном растворе CaSO_4 , если растворимость его составляет 2,02 г в литре раствора?
11. Какую массу гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ следует прибавить к 100 л воды, чтобы устранить карбонатную жесткость, равную 5,45 ммоль-экв/л?
12. На какую величину понизилась жесткость воды, если при обработке 10 л воды гашеной известью $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в осадок выпал карбонат кальция CaCO_3 массой 1,58 г? Напишите уравнение реакции, которая при этом протекает.
13. Чему равна жесткость воды в насыщенном растворе карбоната магния MgCO_3 , если его растворимость составляет 0,267 г в литре раствора?
14. Вычислите жесткость воды, в 500 л которой содержится гидрокарбонат магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ массой 5,03 г и хлорид кальция CaCl_2 массой 72,6 г.
15. Напишите уравнение взаимодействия гидрокарбоната кальция с хлороводородной кислотой. Какова карбонатная жесткость воды, если для

реакции с $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, содержащимся в 100 мл воды, потребовалось 10,3 мл 0,0500 н. раствора HCl ?

16. Для умягчения 1 м³ Воды добавили 250 г карбоната натрия Na_2CO_3 . На какую величину уменьшилась жесткость воды?

17. При обработке 0,5 л воды карбонатом натрия в осадок выпал гидроксид магния массой 50,4 мг. Какова жесткость воды, обусловленная солями магния?

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 1-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 13

КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ И АНИОНОВ В РАСТВОРАХ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ СОЛЕЙ

Цель и содержание

Ознакомиться с принципом построения аналитических классификаций катионов и анионов; научиться проводить пробирным способом идентификацию катионов и анионов в растворах индивидуальных солей неорганических веществ.

Теоретическое обоснование

Качественный химический анализ представляет собой процесс открытия ионов в веществе с помощью химических реакций без количественной оценки результатов. Его применяют для предварительного определения состава неизвестного вещества, а также для проведения тест-контроля на превышение предельной концентрации какого-либо соединения в продукте. Для идентификации в анализируемом веществе того или иного компонента на

пробу (небольшую порцию вещества) воздействуют специальными реактивами – реагентами.

Если в анализируемом веществе имеется определяемый компонент, то между ним и реагентом протекает химическая реакция, сопровождающаяся внешним изменением или **аналитическим признаком**. К таким признакам относят образование осадка, выделение характерного газа или изменение цвета раствора. Если под воздействием реагента ожидаемый для данного иона аналитический признак не наблюдается, то в пробе этот ион отсутствует.

При работе с достаточным количеством раствора анализируемого вещества применяют пробирки (**пробирные реакции**). Для этого отбирают 0,5 – 2 мл раствора и добавляют в него несколько капель или кристаллы реагента. Реакция должна протекать быстро и однозначно.

При работе с малым количеством вещества применяют капельные, микрокристаллоскопические и экстракционные реакции.

Капельные реакции выполняют на фильтровальной бумаге, на которую наносят в определённой последовательности капли растворов анализируемого вещества и реагента. О присутствии исследуемого иона судят по образованию пятна определённого цвета.

Микрокристаллоскопические реакции проводятся на предметном стекле при выпаривании раствора. Ионы идентифицируют по цвету и форме образующихся кристаллов, которые наблюдают под микроскопом.

Экстракционные реакции выполняют в пробирках с плотно закрывающимися пробками. От пробирных они отличаются тем, что дополнительно вносят экстрагент – органический растворитель, не смешивающийся с водой. Содержимое пробирки тщательно перемешивают и дают фазам расслоиться. Изменение окраски фазы экстрагента свидетельствует о наличии определяемого иона.

Предварительные исследования неизвестного вещества обычно начинают с **пирохимической реакции**, проводя идентификацию ионов по

изменению окраски пламени горелки. Эта реакция характерна в первую очередь для щелочных и щелочноземельных металлов. При проведении анализа каплю исходного раствора или сухое вещество помещают в чистую петлю из нихромовой проволоки и вносят в пламя горелки.

Проводя ту или иную аналитическую реакцию, необходимо создавать определённые условия для её протекания, так как иначе результат реакции окажется не достоверным. Одним из важнейших условий является кислотность среды, которая в случае необходимости регулируется добавлением к раствору кислоты, щёлочи или буферов. Другим важным фактором является температура раствора, так как некоторые реакции протекают только при нагревании.

Анализ и классификация катионов

Для определения катионов разработаны и применяются на практике такие классификации, как: сероводородная (сульфидная); кислотно-основная; гидроксидно-пероксидная; фосфатно-аммиачная и др. Под аналитической классификацией катионов понимают выделение в осадок небольших групп ионов из смеси путем последовательного воздействия системы групповых реагентов.

В основе любой классификации лежит принцип сходства химических свойств элементов: способность ряда ионов образовывать малорастворимые соединения (осадки). В качестве реагентов подбираются вещества, которые в минимальной степени в дальнейшем будут влиять на ход определения, либо легко могут быть удалены. В первую очередь это кислоты, гидроксиды и соли аммония.

Сероводородная классификация одна из самых простых по структуре (таблица 13.1), однако ее применение в настоящее время ограничено из-за использования высокотоксичного сероводорода. Другие методы анализа были разработаны с целью замены токсичных реагентов на более безопасные и

В реальной практике анализ выполняется на основе комплексного подхода: выбирают те реактивы, реагенты и схемы его проведения, которые позволяют достичь желаемого результата наиболее экономным путем.

Согласно сероводородной классификации, как видно из таблицы 13.1, все катионы разбиты на **5 аналитических групп**, осаждение которых выполняется с помощью системы групповых реагентов в следующей последовательности:

группа:	V	IV	III	II	I
реагент:	$HCl \rightarrow H_2S \rightarrow (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightarrow \text{нет}$				
pH:	0,5 – 1	≈ 1	> 9	9 – 10.	

Определение начинают с выделения и отделения 5-й группы катионов, образующих нерастворимые в воде и кислотах хлориды. Затем в среде HCl (pH= 0,5 – 1) проводят осаждение 4-й группы катионов в виде сульфидов, устойчивых как в кислой, так и в нейтральной среде. Для последующих с помощью аммиачного буфера изменяют кислотность среды на щелочную и последовательно выделяют в осадок 3-ю и 2-ю группы катионов в виде соответствующих сульфидов, гидроксидов и карбонатов.

Таким образом, в растворе после воздействия системы групповых реагентов остаются только катионы 1-й аналитической группы, которая не осаждается полностью ни одним из реагентов.

Дальнейшая идентификация катионов в группах основана на различие их растворимости, что позволяет разделить группы на подгруппы. Так в 4-й группе катионов выделяют подгруппу меди и подгруппу мышьяка; в 3-й группе – это подгруппы цинка и алюминия. Определение индивидуальных катионов внутри групп и подгрупп выполняют комбинацией дробного и

Таблица 13.1 – Сероводородная классификация катионов

Аналитическая группа	Катионы	Условия осаждения	Групповой реагент	Соединения, образующие осадок	Характеристика группы
первая	1) подгруппа аммония: K^+ , Na^+ , NH_4^+ . 2) подгруппа магния: Mg^{2+} и др.	-	нет	-	Сульфиды и карбонаты растворимы в воде, карбонат магния растворим в растворах солей аммония
вторая	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Rb^{2+}	$pH > 7$ $NH_4OH + NH_4Cl$	$(NH_4)_2CO_3$	$CaCO_3$, $BaCO_3$, $SrCO_3$	Сульфиды растворимы, а карбонаты нерастворимы в воде
третья	1) подгруппа алюминия: Al^{3+} , Cr^{3+} . 2) подгруппа цинка: Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} и др.	$pH > 7$ буфер $NH_4OH + NH_4Cl$	$(NH_4)_2S$	$Al_2O_3 \cdot H_2O$, ZnS , $Cr_2O_3 \cdot H_2O$, MnS , Fe_2S_3 , FeS , CoS , NiS	Сульфиды (или гидроксиды) нерастворимы в воде и растворимы в разбавленных минеральных кислотах
четвёртая	1) подгруппа меди: Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Bi^{3+} и др. 2) подгруппа мышьяка: As^{3+} , As^{5+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} и др.	$pH < 7$ HCl	H_2S	CuS , CdS , HgS , Bi_2S_3 , As_2S_3 , Sb_2S_3 , SnS , SnS_2	Сульфиды нерастворимы в разбавленных кислотах, сульфиды 1-ой подгруппы растворимы в $(NH_4)_2S$ с образованием аммиакатов, сульфиды 2-ой подгруппы растворимы в полисульфидах с образованием тио-солей
пятая	Cu^+ , Ag^+ , Pb^{2+} , $[Hg_2]^{2+}$, Au^{3+}	$pH < 7$ HCl	HCl	$AgCl$, $CuCl$, $PbCl_2$, Hg_2Cl_2	Хлориды и сульфиды нерастворимы в воде и разбавленных минеральных кислотах

Анализ и классификация анионов

Достаточно строгой аналитической классификации анионов не разработано. Нумерация групп анионов и применяемые реагенты в различных источниках сильно варьируют, как и количество выделяемых групп. Чаще всего их разделяют на три аналитические группы в зависимости от образования осадков с хлоридом бария и нитратом серебра (табл. 13.2).

Таблица 13.2 – Классификация анионов

Аналитическая группа	Анионы	Групповой реагент	Характеристика группы
<i>I</i>	CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , $S_2O_3^{2-}$ и др.	$BaCl_2$	Соли бария и серебра нерастворимы в воде, соли серебра растворимы в кис-лотах
<i>II</i>	Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , S^{2-} и др.	$AgNO_3$ в среде HNO_3	Соли серебра нерастворимы в воде и разбавленных кислотах, соли бария растворимы в воде
<i>III</i>	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	нет	Соли бария и серебра растворимы в воде

В предложенной классификации определение анионов, в отличие от катионов, начинают с 1-й группы, так как некоторые анионы ее способны реагировать с нитратом серебра, образуя неустойчивые осадки. Третья группа может анализироваться совместно как с 1-й, так и со 2-й группой. Анионы в меньшей степени мешают обнаружению друг друга, поэтому при их анализе чаще используют дробный метод, а к систематическому анализу прибегают только в более сложных случаях, например, при подозрении на присутствие трудно растворимых солей боратов или силикатов. Групповые реагенты используют в основном для предварительного обнаружения групп.

Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, держатель пробирок.

Жидкие реактивы: $CaCl_2$, $FeSO_4$, $FeCl_3$, $CuSO_4$, $Pb(CH_3COO)_2$, $Pb(NO_3)_2$,

$NaCl$, KBr , KI , Na_2SO_4 , Na_2SO_3 (K_2SO_3), $NaNO_2$ (KNO_2) Na_2HPO_4 ,
 $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $AgNO_3$, $KMnO_4$, $BaCl_2$, $KSCN$, HCl , H_2SO_4 ,
 HNO_3 , CH_3COOH .

Порошкообразные реактивы: $FeSO_4$.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Используя пробирный анализ, выполнить определение катионов и анионов в растворах индивидуальных солей согласно методике (табл. 13.3, графы 2). При необходимости растворы осторожно подогреть на газовой горелке, не допуская выброса жидкости.

Запись данных опыта. Отчет оформить в виде приведенной ниже таблицы 13.3, в которой необходимо указать цвет исходных растворов (графа 1), наблюдаемые Вами аналитические признаки (графа 3). Уравнения соответствующих реакций записать в ионной и молекулярной формах, а окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом полуреакции также в графе 3.

Таблица 13.3 – Качественные реакции катионов и анионов в растворах индивидуальных солей

Опреде- ляемый ион; цвет раствора	Условия проведения	Аналитический признак, уравнение реакции
1	2	3
РЕАКЦИИ КАТИОНОВ		
Ca^{2+}	В пробирку отобрать 1 мл $CaCl_2$ ($CaCO_3$) и добавить несколько капель 2 н. раствора H_2SO_4	
Fe^{2+}	В пробирку отобрать немного раствора $FeSO_4$ (соль Мора) и добавить несколько капель $K_3[Fe(CN)_6]$	Образуется турнбулева синь $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
Fe^{3+}	1) К 1 мл $FeCl_3$ добавить несколько капель роданида калия $KSCN$	$Fe^{3+} + 6SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)_6]^{3-}$
	2) К 1 мл $FeCl_3$ добавить несколько капель раствора HCl и $K_4[Fe(CN)_6]$	Образуется берлинская лазурь $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
Cu^{2+}	Отобрать в пробирку 1мл раствора $CuSO_4$ и к нему добавить $K_4[Fe(CN)_6]$	$Cu^{2+} + K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow$ $\leftrightarrow Cu_2[Fe(CN)_6] + K^+$
Pb^{2+}	К 1 мл раствора $Pb(CH_3COO)_2$ или $Pb(NO_3)_2$ добавить несколько капель KI	
РЕАКЦИИ АНИОНОВ		
Cl^-	В пробирку отобрать раствор $NaCl$, создать кислую среду 1 – 2 кап. HNO_3 и добавить раствор $AgNO_3$	
Br^-	В пробирку отобрать раствор KBr , создать кислую среду 1 – 2 кап. HNO_3 и добавить раствор $AgNO_3$	
I^-	В пробирку отобрать раствор KI , создать кислую среду 1 – 2 кап. HNO_3 и добавить раствор $AgNO_3$	
I^-	К 1 мл раствора KI добавить несколько капель $Pb(CH_3COO)_2$	

SO_4^{2-}	К 1 мл Na_2SO_4 добавить несколько капель $BaCl_2$	
SO_3^{2-}	К 1 мл Na_2SO_3 или K_2SO_3 добавить несколько капель H_2SO_4 и раствора $KMnO_4$	
PO_4^{3-}	К 1 мл $FeCl_3$ добавить несколько капель раствора роданида калия $KSCN$, а затем туда же добавить немного раствора Na_2HPO_4	$Fe(SCN)_3 + PO_4^{3-} \rightarrow [Fe(PO_4)_2]^{3-} + 3SCN^-$
NO_2^-	1) К 0,5 мл $NaNO_2$ добавить кристаллики $FeSO_4$ (соль Мора) и несколько капель уксусной кислоты CH_3COOH	
	2) Поместить в пробирку 1 мл раствора KNO_2 или $NaNO_2$ и добавить несколько капель раствора H_2SO_4	$KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + HNO_2$

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики).

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Сущность качественного анализа и его применение. Аналитические признаки качественных реакций (определение; примеры).
2. Условия проведения качественных аналитических реакций. Требования к реакциям, применяемым в аналитической химии и в качественном анализе.
3. Как называется способ открытия ионов по окрашиванию пламени? Как он выполняется (примеры)? Какие ионы преимущественно способны

окрашивать пламя и почему? Какая реакция протекает в этом случае?

4. Опишите методику проведения: а) капельной; б) экстракционной; в) микрокристаллоскопической реакций. Приведите примеры открытия ионов этими способами. Каково их применение в анализе? Какие факторы влияют на качество проведения микрокристаллоскопической реакции?

5. Приведите основные общепризнанные классификации катионов. Какие групповые реагенты в них используют?

6. Какой принцип положен в основе классификации катионов по группам и подгруппам?

7. На чем основана сероводородная классификация катионов? В чем ее достоинства и недостатки?

8. Охарактеризуйте аналитические группы. В какой последовательности проводится разделение катионов?

9. Какова характерная особенность катионов, входящих в 3-ю группу, в 1-ю и 2-ю группы? Объясните, почему Al^{3+} и Cr^{3+} переводят в осадок групповым реагентом в виде гидроксидов? Напишите соответствующие уравнения реакций.

10. На каком принципе основано определение анионов? В какой последовательности определяются анионы традиционным способом?

11. Какой анион I группы определяется по обесцвечиванию перманганата калия в кислой среде?

12. Какие свойства осадков анионов II группы позволяют их идентифицировать? Напишите уравнения реакций этих анионов с групповыми реагентами и при их идентификации.

13. Катион какой группы можно использовать для открытия I аналитической группы анионов?

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2-5]

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25°С

Химическая формула	Название электролита	Константа диссоциации
HIO_3	Йодноватая кислота	$1,7 \cdot 10^{-1}$
H_2SO_3	Сернистая кислота	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
H_3PO_4	Фосфорная кислота	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
HF	Фтороводородная кислота	$7,0 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	Азотистая кислота	$4,0 \cdot 10^{-4}$
$HCOOH$	Муравьиная кислота	$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	Уксусная кислота	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	Угольная кислота	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
H_2S	Сероводородная кислота	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$
$HClO$	Хлорноватистая кислота	$5,0 \cdot 10^{-8}$
HCN	Циановодородная кислота	$8,0 \cdot 10^{-10}$
H_3BO_3	Борная кислота	$5,7 \cdot 10^{-10}$
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
HIO	Йодноватистая кислота	$2,3 \cdot 10^{-11}$
$Pb(OH)_2$	Гидроксид свинца (II)	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$
NH_4OH	Гидроксид аммония	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2O	Вода	$1,8 \cdot 10^{-11}$

Таблица 2 – Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045
K^+/K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,925
Rb^+/Rb	$\text{Rb}^+ + e^- = \text{Rb}$	-2,925
Cs^+/Cs	$\text{Cs}^+ + e^- = \text{Cs}$	-2,923
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + e^- = \text{Ca}$	-2,866
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,662
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,179
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126
$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	$\text{H}^+ + e^- = \frac{1}{2}\text{H}_2$	$\pm 0,000$
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	+0,788
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	+0,799
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	+1,498

Основная литература.

1. Неорганическая химия в трех томах. Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2008 г – 670 с .
2. Неорганическая химия: химия элементов: учебник: (в 2т.) / Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе; МГУ им. М.В. Ломоносова, Т. 1. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: Изд-во МГУ: Академкнига, 2007. – 537 с.
3. Хаханина Т.И. Неорганическая химия: учебное пособие /Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова.-М.: Высшее образование, 2008. – 288 с.
4. Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: практикум: учебно-практическое пособие / С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова; под ред. С.Н. Смарыгина.- М.: Юрайт, 2012. – 414 с.

Дополнительная литература:

1. Бережной А.И. Основы общей химии. Учебное пособие, Высшая школа, 2009, 247с.
2. Лабораторные и семинарные занятия по общей и неорганической химии, Академия, 1999, 368с.
3. Ардашникова Е.И. Азизова М.К. Бадыгина Л.И. Ахметов Н.С.Сборник задач по неорганической химии. 2008, 208 с.
4. Дунаев С.Б. Практикум по общей химии. Изд-во: МГУ 2005, 336с.
- 5.Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/ Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др. Под ред. Ю.А.Ершова. - М.: Высшая школа, 1993, 458с.
6. Практикум по неорганической химии [Текст] / под ред. профессора В. П. Зломанова. – М. : Издательство МГУ, 1994. – 320 :

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

Химия

Методические рекомендации для студентов по организации самостоятельной работы

Направление подготовки
21.03.01 Нефтегазовое дело

**Ставрополь
2026**

Содержание

1. Формулировка задания и его объем	5
2. Общие требования к написанию к оформлению самостоятельной работы.	5
3. Рекомендации по организации выполнения самостоятельной работы. Примерный календарный план ее выполнения	6
3.1 Индивидуальные задания.	6
3.2 Примеры решения задач	46
3.3 Примерный календарный план выполнения самостоятельной работы.....	64
4. Порядок защиты и ответственность студента за выполнение самостоятельной работы.....	64
5.Список рекомендуемой литературы	65
Приложение А... ..	67

Неорганическая химия является одной из фундаментальных естественно-научных дисциплин, изучающих материальный мир, законы его развития, химическую форму движения материи.

Одним из основных видов учебных занятий студентов— самостоятельная работа над учебным материалом, которая складывается из изучения дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнения контрольного задания; выполнения лабораторного практикума; индивидуальных консультаций (очные и письменные); защита лабораторного практикума; сдачи экзамена по дисциплине.

Дисциплина «Неорганическая химия» необходима для формирования умений, навыков научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению предмета, логического химического мышления.

В самостоятельной работе предусматривается 12 заданий, что позволяет оценить теоретическую и практическую подготовку студента по дисциплине.

1. Формулировка задания и его объем

Выполнение самостоятельной работы является одним из этапов изучения данной дисциплины и выполняется студентами по индивидуальному заданию. Вариант выбирается по последним двум цифрам зачетной книжки. Если две цифры превышают 30, то вариант выбирается из суммы двух последних цифр. Исходные данные для решения задач представлены в таблице 1 (приложение А).

Самостоятельная работа выполняется с целью закрепления, систематизации и углубления теоретических знаний, выработки умения применять практические знания при проведении научного эксперимента, логического химического мышления, осмысления материала лабораторного практикума.

Самостоятельная работа предусматривает решение 12 задач и выполняется по следующим темам: 1. Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов. 2. Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. 3. Энергетика химических процессов (Химическое сродство). 4. Химическая кинетика и химическое равновесие. 5. Способы выражения концентрации растворов. 6. Свойство растворов. 7. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена. 8. Гидролиз солей. 9. Окислительно-восстановительные реакции. 10. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. 11. Электролиз водных растворов. 12. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии. 13. Жесткость воды и методы ее умягчения. 14. Основы химии вяжущих веществ.

Рекомендуемый объем работы составляет 13 - 15 страниц рукописного текста.

2. Общие требования к написанию и оформлению самостоятельной работы

1. Самостоятельная работа выполняется в обычной ученической тетради (12 или 18 листов) или на листах формата А 4.

2. На титульном листе указываются: наименование вуза (первая страница данного МУ), кафедра (химия), предмет (химия), вариант самостоятельной работы, номер зачетной книжки с указанием специальности, ФИО студента и ведущего преподавателя, дата выполнения работы. Образец титульного листа приведен в приложении А (с. 92).

3. На каждой странице тетради оставлять широкие поля: 5 - 6 клеток или 3 см для замечаний преподавателя; писать четко и ясно, номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании.

4. Нумерация страниц ведется арабскими цифрами сверху, по центру, начиная с титульного листа и далее последовательно до последней страницы. На титульном листе номер страниц не ставится.

5. Для решения задач записать данные (если это требуется в соответствии с условием задач). Охарактеризовать закон, метод, дать пояснение к применяемой формуле или решению задач. Решение задач должно быть подробным с проведением всех расчетов, формул и пояснений к ней, графических изображений электронных формул.

При положительном заключении работы студент допускается к защите. Порядок защиты следующий: студент обязан изложить сущность теоретического материала, расчетные формулы и определения к ним, основные понятия и определения по строению вещества.

Работа должна включать:

1. Титульный лист.
2. Расчеты теоретических задач.
3. Роспись электронных конфигураций атомов элементов.
4. Список используемой литературы.

Расчетную часть студент проводит с подробным изложением основных законов химии, закономерностей протекания химических реакций, термодинамической вероятности протекания реакций, подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, электрохимических процессов, возможных методов умягчения воды, способов выражения концентраций, растворов электролитов и вопросы дисциплины химии, связанные с ее применением в строительстве.

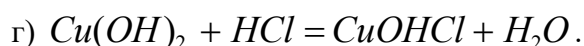
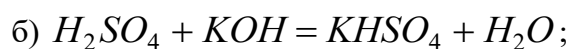
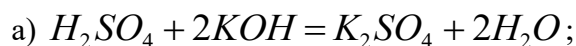
3 Рекомендации по организации самостоятельной работы. Примерный календарный план ее выполнения

3.1 Индивидуальные задания

Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов

1. Вычислите эквивалент H_3PO_4 , при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.

2. Найдите эквивалент H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ в следующих реакциях:



3. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .

4. В какой массе $NaOH$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH ?
Ответ: 100 г.

5. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
Ответ: 32,5 г/моль.

6. Олово образует два оксида. Первый содержит 78,8 %, второй - 88,2 % олова. Вычислите эквивалент олова в этих оксидах. Ответ: 29,7; 59,3 г/моль.

7. Из 1,35 г оксида металла получается 2,85 г сульфата этого же металла $MeSO_4$. Вычислите эквивалент металла. Ответ: 28 г/моль.

8. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: 9 г/моль.

9. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы этого элемента.

10. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.). Ответ: 32,68 г/моль.

11. Один оксид марганца содержит 22,56 % кислорода, а другой 50,50 %. Вычислите эквиваленты марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Какова мольная масса указанных веществ?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата; в) ортофосфата натрия.

14. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 1,5 г двухвалентного металла требуется 0,69 л кислорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

Ответ: 12,17 г/моль; 24,35 г/моль; 12,17 г/моль.

16. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: 103,6 г/моль.

17. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (HCl) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) дихлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций?

18. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите эквивалент оксида и эквивалент металла.

Ответ: 40,00 г/моль; 32 г/моль.

19. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы:

а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

20. Вещество содержит 39,0 г серы, эквивалент которой 16,0 г/моль и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества. Ответ: 25,03 г/моль; -3 ; As_2S_3 .

21. В каком количестве $Cr(OH)_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г $Mg(OH)_2$? Ответ: 207,14 г.

22. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты подействовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) дихлорида гидроксоалюминия. Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

23. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равны молярная и атомная массы металла?

Ответ: 27,9 г/моль; 35,9 г/моль; 55,8 г/моль; 27,9 а.е.м.

24. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода ($n. y.$). Вычислите эквивалентную, молярную и атомную массы металла.

25. Исходя из молярной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.

Ответ: $2,0 \cdot 10^{-23}$ г; $3,0 \cdot 10^{-23}$ г.

26. На нейтрализацию 9,797 г фосфорной кислоты израсходовано 7,889 $NaOH$.

Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

ОТВЕТ: 0,5 моль, 49 г/моль, 2.

27. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH . Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: 0,5 моль, 41 г/моль, 2.

28. Одна и та же масса металла, измеренного при н. у. соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 см³ кислорода, измеренного при н. у.. Вычислите эквивалент галогена.

ОТВЕТ: 126,9 г/моль.

29. На нейтрализацию 1,125 г щавелевой кислоты потребовалось 1 г $NaOH$.

Определите эквивалент кислоты.

Ответ: 45 г/моль.

30. Одно и то же количество металла соединяется с 0,6 г кислорода и 9,534 г галогена.

Рассчитайте эквивалент галогена.

Ответ: 127,1 г / моль.

Строение атома и периодическая система химических элементов

Д. И. Менделеева. Химическая связь

31. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 40 и 51. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

32. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^5$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии (таблица 1).

Таблица 1 - Распределение электронов с помощью 4-х квантовых чисел

Квантовые числа	Номер электрона								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
n									
l									
m_l									
m_s									

33. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 53. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

34. Сколько свободных d – орбиталей содержится в атомах Sc , Ti , V ? Напишите электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

35. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 4$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \frac{1}{2}$. Атомы, каких элементов имеют

такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

36. Какое максимальное число электронов могут занимать s -, p -, d - и f -орбитали данного энергетического уровня? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 52 .

37. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$; $6s$ или $4p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 56 .

38. Как зависит энергия электрона в атоме от орбитального квантового числа (l) при постоянном значении главного квантового числа (n): увеличивается, уменьшается с ростом l или остается неизменной. Ответ мотивируйте.

39. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4d$ или $5s$; $6s$ или $5p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 75 .

40. Сколько атомных орбиталей содержится на подуровне, для которого: $l = 0$; $l = 1$; $l = 2$. Объясните.

41. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 73. Сколько свободных d - орбиталей у атомов последнего элемента?

42. Какое максимальное число электронов может содержаться на энергетическом уровне: $n = 2$, $n = 3$, $n = 4$, $n = 5$?

43. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 49 и 75. Чему равен суммарный спин p - электронов у атомов первого и d - электронов у атомов второго элемента?

44. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном числе $l = 0, 1, 2, 3$? Какие элементы в периодической системе называют s -, p -, d -, f -элементами? Приведите примеры.

45. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l , m_s , характеризующие состояние электронов в атоме? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

46. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

47. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 42 и 33, учитывая, что у первого происходит «проскок» одного $5s$ -электрона на $4d$ -подуровень. Чему равен суммарный спин d -электронов у атомов первого и p -электронов у атомов второго элементов?

48. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 4$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +\frac{1}{2}$. Напишите электронную формулу атома этого элемента и определите, сколько свободных $3d$ -орбиталей он содержит.

49. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 или d^{12} электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 82 и укажите его валентные электроны.

50. Назовите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами для элементов с порядковыми номерами 12, 25, 45.

51. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам, соответствующим внешнему энергетическому состоянию, для атомов элементов с порядковыми номерами 26, 49, 74.

52. Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) лития, бериллия, углерода; б) азота, кислорода, фтора.

53. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех четырнадцати электронов, для которых главное и орбитальное числа соответственно равны 4 и 3.

54. Определите по правилу Клечковского порядок заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $(n + l)$ соответственно равны 4; 5; 6.

55. Сколько свободных f -орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 61, 62, 91, 92? Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атомов этих элементов.

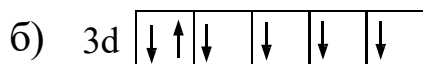
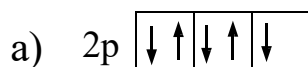
56. В атомах каких элементов IV периода наибольшее число не спаренных d -электронов? Представьте структуру d -подуровней атомов этих элементов.

57. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного электронного слоя следующие: а) 1, 0, 0, $+\frac{1}{2}$; 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$; б) 3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$; 3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$; 3, 1, +1, $-\frac{1}{2}$.

58. Составьте электронные формулы еще не открытых элементов N 108, 113, укажите, какое место они займут в периодической системе Д. И. Менделеева.

59. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:

60. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения



квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного (последнего) и предпоследнего электронных слоев следующие:

а) 6, 0, 0, $+\frac{1}{2}$; 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$; 6, 1, -1, $+\frac{1}{2}$;

б) 3, 2, -2, $+\frac{1}{2}$; 3, 2, -1, $+\frac{1}{2}$; 4, 0, 0, $\pm\frac{1}{2}$.

61. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как измеряется восстановительная активность s - и p -элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

62. Исходя из величин потенциалов ионизации, укажите, какой из приведенных элементов: Be , Mg , Ca , Sr , Ba —проявляет наиболее ярко выраженные металлические свойства? Почему?

63. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность p -элементов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера элемента? Почему?

64. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

65. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода в периодической системе, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксидов алюминия. Какие из элементов четвертого периода ванадий или мышьяк обладают более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атома данных элементов.

66. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления $+2$, $+3$, $+4$, $+6$, $+7$. Составьте формулы его оксидов, гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).

67. У какого элемента четвертого периода хрома или селена сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

68. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами, в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

69. У какого из p -элементов пятой группы периодической системы фосфора, или сурьмы, сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

70. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $Ba(OH)_2$ или $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Fe(OH)_2$; $Cd(OH)_2$ или $Sr(OH)_2$?

71. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

72. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксиды, отвечающие их высшей степени окисления $\text{Э}_2\text{O}_5$? Какой из них дает газообразные соединения с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.

73. Каков характер изменения свойств элементов в V периоде периодической системы? Каков порядок заполнения электронных оболочек атомов элементов этого периода?

74. Какое положение занимает химический элемент хлор в периодической системе элементов Д. И. Менделеева? Какие степени окисления характерны для хлора? Как изменяются кислотные, окислительно-восстановительные свойства и термические свойства (устойчивость) в ряду кислородсодержащих кислот хлора?

75. Какие водородные соединения образуют p -элементы второго периода? Как изменяются прочность и кислотные свойства этих соединений в периоде слева направо?

76. Какую химическую связь называют ковалентной? Как метод валентных связей (BC) объясняет строение молекулы воды?

77. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул N_2 , H_2O , HI . Какие из них являются диполями?

78. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор.

79. Какая ковалентная связь называется σ -связью и какая π -связью? Разберите на примере строения молекулы азота.

80. Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

81. Как изменяются в периоде слева направо и в группе сверху вниз атомные радиусы элементов: а) уменьшаются; б) увеличиваются; в) остаются неизменными? Ответ мотивируйте.

82. Как изменяется электроотрицательность атомов элементов при переходе в периоде слева направо и в группе сверху вниз: а) уменьшается; б) увеличивается; в) остается неизменным? Ответ мотивируйте.

83. Исходя из значений энергии ионизации, укажите, какой из элементов проявляет наиболее выраженные металлические свойства: Li , Na , K , Rb , Cs .

84. Исходя из величин электроотрицательности, укажите, какой из элементов обладает наибольшей способностью принимать электроны: F , Cl , Br , I ?

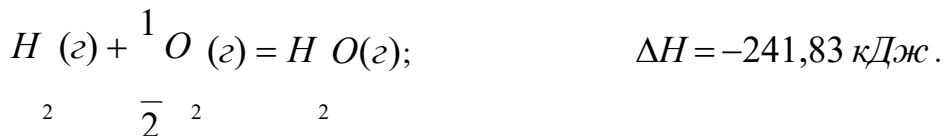
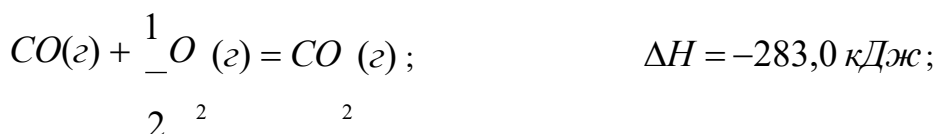
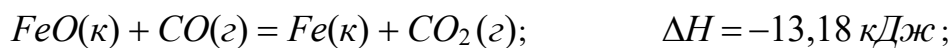
85. Какое из приведенных газообразных водородных соединений наиболее прочно и какое наименее прочно: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ?

Энергетика химических процессов (Химическое сродство)

86. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.

87. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Ответ: $-45,67 \text{ кДж}$.

88. Вычислить тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: $+27,99 \text{ кДж}$.

89. Найти изменение внутренней энергии при испарении 75 г этилового спирта при температуре кипения, если удельная теплота его испарения равна $857,7 \text{ Дж/г}$, а удельный объем пара при температуре кипения равен $607 \text{ см}^3/\text{г}$. Объемом жидкости пренебречь.

Ответ: $59,72 \text{ кДж}$.

90. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода $CS_2(\varepsilon)$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $65,43 \text{ кДж}$.

91. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO(\varepsilon)$ и водородом, в результате которого образуются $CH_4(\varepsilon)$ и $H_2O(\varepsilon)$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия? Ответ: $+618,48 \text{ кДж}$.

92. Растворение моля безводной соли Na_2CO_3 в достаточно большом количестве воды сопровождается выделением $25,10 \text{ кДж}$ теплоты, тогда так при растворении кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ поглощается $66,94 \text{ кДж}$ теплоты. Вычислить теплоту гидратации Na_2CO_3 (теплоту образования кристаллогидрата).

Ответ: $-92,04 \text{ кДж}$.

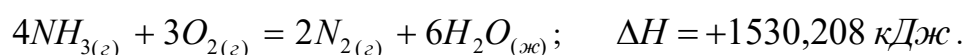
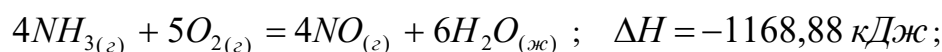
93. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод $CS_2(g)$ и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $+230,43 \text{ кДж}$.

94. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

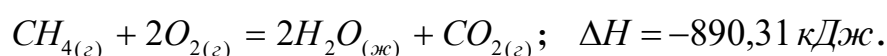
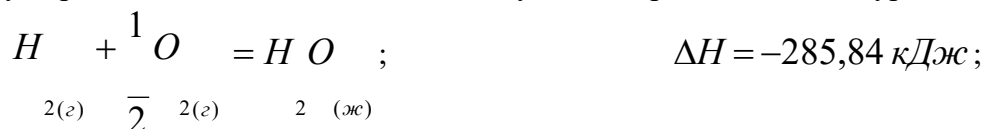
Ответ: $+78,97 \text{ кДж}$.

95. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO ? Вычислите теплоту образования NO , исходя из следующих термохимических уравнений:



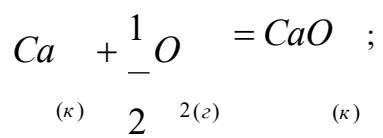
Ответ: $90,37 \text{ кДж}$.

96. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:

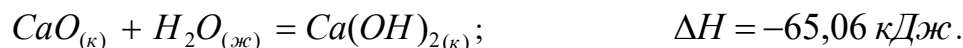


Ответ: $-74,88 \text{ кДж}$.

97. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:



$$\Delta H = -635,68 \text{ кДж};$$



Ответ: $-986,50 \text{ кДж} / \text{моль}.$

98. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и оксида углерода (IV) равен $-3135,58 \text{ кДж}$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_{6(ж)}$. Ответ:

$+49,03 \text{ кДж}.$

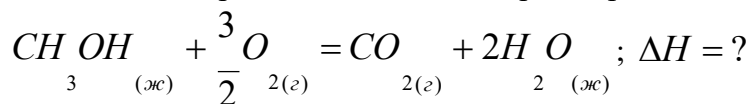
99. При взаимодействии трех молей гемииоксида азота N_2O с аммиаком образуются азот и пары воды. Тепловой эффект реакции равен $-877,76 \text{ кДж}$.

Вычислите теплоту образования $N_2O_{(г)}$.

Ответ: $+81,55 \text{ кДж}.$

100. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются оксид углерода (IV) и пары воды? Ответ: $+9248,8 \text{ кДж}.$

101. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования $CH_3OH_{(ж)}$ равна $+37,4 \text{ кДж}.$

102. При сгорании $11,5 \text{ г}$ жидкого этилового спирта (C_2H_5OH) выделилось $308,71 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $C_2H_5OH_{(ж)}$. Ответ: $-277,67 \text{ кДж}.$

103. Вычислите тепловой эффект реакции и напишите термохимическое уравнение горения 1 моль этана $C_2H_6(г)$, в результате которого образуются пары воды и оксид углерода (IV). Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м^3 этана в пересчете на нормальные условия.

Ответ: $63742,86 \text{ кДж}.$

104. При взаимодействии $6,3 \text{ г}$ железа с серой выделилось $11,31 \text{ кДж}$ теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II) FeS .

Ответ: $-100,26 \text{ кДж}$.

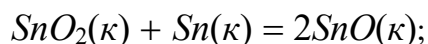
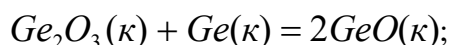
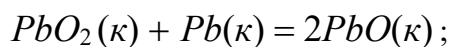
105. При сгорании 1 л ацетилена (*н.у.*) выделяется $56,053 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (*IV*). Вычислите теплоту образования $C_2H_2(g)$. Ответ: $+226,75 \text{ кДж}$.

106. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $CaO_{(к)}$ и $H_2O_{(ж)}$ выделяется $32,53 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция. Ответ: $-635,6 \text{ кДж}$.

107. Подсчитав ΔG° реакции: $N_2 + 2H_2O = NH_4NO_2$. Определите, возможна ли такая? $\Delta G(NH_4NO_2) = -256,04 \text{ кДж}$.

108. Пользуясь значениями ΔG° реагирующих веществ, рассчитайте ΔG° реакции и определите возможность ее протекания: $PbO(к) + C(к) = CO(г) + Pb(к)$.

109. На основании значений ΔG°_{298} приведенных ниже оксидов германия, олова и свинца, укажите, какие из них являются окислителями, какие восстановителями.



$$\Delta G^\circ_{298}(SnO_2(к)) = -519,65 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^\circ_{298}(SnO(к)) = -257,32 \text{ кДж/моль}.$$

110. Реакция горения бензола выражается $\Delta G^\circ_{298}(SnO_2(к)) = -519,65 \text{ кДж}$ термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции; если известно, что молярная теплота парообразования бензола равна $+33,9 \text{ кДж}$.

111. Вычислить ΔH° , ΔS° , ΔG°_T реакции, протекающей по уравнению: $TiO_2(к) + 2C(к) = Ti(к) + 2CO(г)$.

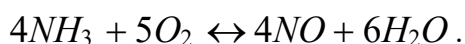
Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000K?

Таблица 2 – Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH°_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж / моль	Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж / моль
1	2	3	4	5	6
C_2H_2	г	+ 226,75	CO	г	– 110,52
CS_2	г	+ 115,28	CH_3OH	г	– 210,17
NO	г	+ 90,37	C_2H_5OH	г	– 235,31
C_6H_6	г	+ 82,93	H_2O	г	– 241,83
C_2H_4	г	+ 52,28	H_2O	ж	– 285,84
H_2S	г	– 20,15	NH_4Cl	к	– 315,39
NH_3	г	– 46,19	CO_2	г	– 393,51
CH_4	г	– 74,85	Fe_2O_3	к	– 882,10
C_2H_6	г	– 84,67	$Ca(OH)_2$	к	– 986,50
HCl	г	– 92,31	Al_2O_3	к	– 669,80

Химическая кинетика и химическое равновесие

112. Окисление аммиака идет по уравнению:



Через некоторое время после начала реакции концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $[NH_3] = 0,9$; $[O_2] = 2,0$; $[NO] = 0,3$. Вычислите концентрацию $[H_2O]$ в этот момент и начальные концентрации $[NH_3]$ и $[O_2]$. Ответ:

0,45 моль/л; 1,2 моль/л; 2,375 моль/л.

113. При 393 К реакция заканчивается за 25 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 443 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5? Ответ: 15,3 с.

114. Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию $[N_2]$ увеличить в 3 раза, а $[H_2]$ в 5 раз. Ответ: в 375 раз.

115. Константа скорости реакции $A + 2B \leftrightarrow C$ равна $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальная концентрация: $[A] = 5 \text{ моль/л}$, $[B] = 3 \text{ моль/л}$. Какова стала концентрация вещества A и скорость реакции, если в результате реакции $[B] = 1 \text{ моль/л}$.
Ответ: 4 моль/л ; $2,4 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$.

116. Константа равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равна $0,1$. Равновесные концентрации: $[H_2] = 3 \text{ моль/л}$, $[NH_3] = 9 \text{ моль/л}$. Рассчитайте исходную и равновесную концентрацию $[N_2]$.

Ответ: $34,5 \text{ моль/л}$; 30 моль/л .

117. Разложение N_2O протекает по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$. Константа скорости данной реакции $5 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Начальная концентрация $[N_2O] = 6 \text{ моль/л}$. Определите скорость реакции в начальный момент когда разложится 50% N_2O .

Ответ: $0,018 \text{ моль/л} \cdot \text{мин}$, $0,0045 \text{ моль/л} \cdot \text{мин}$.

118. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при некоторой температуре равна $0,1$. Равновесие концентрации водорода и аммиака соответственно равны $0,2$ и $0,08 \text{ моль/л}$. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.
Ответ: 8 моль/л ; $8,04 \text{ моль/л}$.

119. Равновесие в системе $2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} = 4HCl_{(g)} + O_{2(g)}$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[Cl_2] = 0,8$; $[H_2O] = 2,2$; $[HCl] = 1,1$; $[O_2] = 1,6$. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации $[Cl_2]$ и $[H_2O]$.
Ответ: $0,75 \text{ моль/л}$.

120. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции $2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} = 4HCl_{(g)} + O_{2(g)}$ при уменьшении объема в три раза?

121. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен $2,3$.

Ответ: 47°C .

122. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45°C реакция замедлилась в 30 раз.

Ответ: 2,13.

123. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3.

Ответ: 47°C.

124. Реакция протекает по уравнению $2A = B$. Исходная концентрация вещества $[A] = 0,5 \text{ моль/л}$. Константа равновесия реакции $0,5 \text{ моль/л}$. Найдите равновесие концентрации вещества.

Ответ: 0,067 моль/л; 0,366 моль/л.

Способы выражения концентраций растворов

125. Вычислить молярную и нормальную концентрации 20 %-го раствора хлорида кальция, плотность которого $1,178 \text{ г/см}^3$.

Ответ: 2,1 М, 4,2 н.

126. Чему равна нормальность 30 %-го раствора NaOH , плотность которого $1,328 \text{ г/см}^3$? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 9,96 н.; 7,3 %.

127. Вычислите нормальную и молярную концентрации 20,8 %-го раствора HNO_3 , плотность которого $1,12 \text{ г/см}^3$. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

Ответ: 3,7 н., 4,17 м, 931,8 г.

128. К 3 л 10 %-го раствора HNO_3 плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ прибавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты плотностью $1,009 \text{ г/см}^3$. Вычислите процентную и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.
Ответ: 5 %, 0,82 М.

129. Вычислите молярную, эквивалентную и молярную концентрации 16 %-го раствора хлорида алюминия (AlCl_3) плотностью $1,149 \text{ г/см}^3$.

Ответ: 1,38 М, 4,14 н, 1,43 м.

130. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см^3 $0,3 \text{ н.}$ раствора H_2SO_4 прибавить 125 см^3 $0,2 \text{ н.}$ раствора KOH ?

Ответ: $0,14 \text{ г KOH}$.

131. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см^3 раствора AgNO_3 , потребовалось 50 см^3 $0,2 \text{ н.}$ раствора HCl . Какова нормальность раствора AgNO_3 ? Какая масса AgCl выпала в осадок?

Ответ: $0,1 \text{ н.}; 1,435 \text{ г}$.

132. Какой объем $20,01\%$ – го раствора HCl (плотность $1,1 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л $10,17\%$ – го раствора ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$).

Ответ: $488,88 \text{ см}^3$.

133. Смешали 10 см^3 10% – го раствора HNO_3 ($\rho = 1,056 \text{ г/см}^3$) и 100 см^3 30% – го раствора HNO_3 ($\rho = 1,184 \text{ г/см}^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: $28,38\%$.

134. Какой объем 50% – го раствора KOH ($\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 3 л 6% – го раствора ($\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$)?

Ответ: $245,5 \text{ см}^3$.

135. Какой объем 10% – го раствора карбоната натрия ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 5 л 2% – го раствора ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).

Ответ: $923,1 \text{ см}^3$.

136. На нейтрализацию 31 см^3 $0,16 \text{ н.}$ раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4 . Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4 ?

Ответ: $0,023 \text{ н.}, 1,127 \text{ г/см}^3$.

137. Какой объем $0,3 \text{ н.}$ раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего $0,32 \text{ г NaOH}$ в 40 см^3 ?

Ответ: $26,6 \text{ см}^3$.

138. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH , требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты.
Ответ: 0,53 н .

139. Какая масса HNO_3 содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н. раствора $NaOH$? Каков титр раствора $NaOH$?
Ответ: 0,882 г , 0,016 г/см³ .

140. Какую массу $NaNO_3$ нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20 % – ый раствор?
Ответ: 100 г .

141. Смешали 300 г 20 % – ый раствора и 500 г 40 % – ый раствора $NaCl$. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
Ответ: 32,5 %.

142. Смешали 247 г 62 % – ый и 145 г 18 % – ый раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора?
Ответ: 42,75 %.

143. Из 700 г 60 % – ый раствора серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?
Ответ: 84 % .

144. Из 10 кг 20 % – ый раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?
Ответ: 16,7 %.

145. Вычислите степень диссоциации HNO_2 в ее 0,01 M растворе и концентрацию ионов водорода в растворе, если $K_d = 4,6 \cdot 10^{-4}$.

146. В 6 л насыщенного раствора $PbSO_4$ содержится 0,186 г иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости.

Ответ: $2,25 \cdot 10^{-8}$.

147. Определите константу диссоциации кислоты, если водородный показатель в 0,08 н. растворе одноосновной кислоты равен $pH = 2,4$.

148. В 0,5 л раствора содержится 2 г неэлектролита, и этот раствор при $t = 0^\circ\text{C}$ имеет осмотическое давление, равное $0,51 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

149. Концентрация насыщенного при $t = 20^\circ\text{C}$ раствора сероводородной кислоты составляет 0,13 моль/л. Константа диссоциации по первой ступени $K_{д1} = 1 \cdot 10^{-7}$.

Определите концентрации ионов $[H^+]$ и $[HS^-]$.

150. Произведение растворимости иодида серебра AgI $8,5 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок, если смешать равные объемы 0,02 н. раствора KI и 0,04 н. раствора $AgNO_3$?

151. Определите pH 0,001 М раствора KOH , считая диссоциацию полной.

152. Определите pH раствора в 3 л которого содержится $0,81 \cdot 10^{-3}$ г – ионов $[OH]^-$.

153. Какое количество нитрата серебра ($AgNO_3$) содержалось в растворе, если из этого раствора было вытеснено медью 4,32 г серебра.

154. Из 3 л 50 % – го раствора едкого калия, плотность которого равна $1,51 \text{ г/см}^3$, нужно приготовить 10 % раствор ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$). Сколько воды нужно взять для приготовления указанного раствора?

155. Константа диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени $K_{д1} = 9 \cdot 10^{-8}$. Определить концентрацию водородных ионов в 0,1 н. растворе H_2S .

156. При $t = 20^\circ\text{C}$ в 1 л насыщенного раствора иодида серебра AgI содержится 0,044 г соли. Вычислите произведение растворимости.

157. Сколько граммов $CaCl_2$ потребуется для приготовления 2 л 20 % – го раствора, плотность равна $1,177 \text{ г/см}^3$. Ответ: 470,8 г.

158. Степень диссоциации H_3PO_4 по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,17 не учитывая диссоциацию по следующим ступеням, вычислите концентрацию водородных ионов $[H^+]$ в растворе.

159. Растворимость $BaCO_3$ равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости карбоната бария.

160. Концентрация ионов водорода в растворе равно $2,5 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л, определите pH и pOH .

161. К 780 мл 20 %-го раствора $NaOH$ ($\rho = 1,225$ г/мл) прибавили 140 мл 10 %-го раствора $NaOH$ ($\rho_1 = 1,1152$ г/мл). Определить процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 18,596 %.

162. Вычислите степень диссоциации α и $[H^+]$ в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты, если $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$.

163. Вычислите молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 0,02 л которого содержится 17,4 г растворенного вещества.

164. Степень диссоциации 0,1 н. раствора NH_4OH равна 1,3 % (0,013). Сколько растворенных частиц (молекул и ионов) содержится в 1 л такого раствора?

165. Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов $[Pb^{2+}]$ и ионов $[I^-]$ в насыщенном растворе PbI_2 .

Свойства растворов

166. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола C_6H_6 , кристаллизуется при $6,296^\circ C$. Температура кристаллизации бензола $5,5^\circ C$. Криоскопическая константа $5,1^\circ$. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

Ответ: 128 г/моль.

167. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора - $0,93^\circ C$. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$. Ответ: 14,6 %.

168. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(NH_2)_2CO$ с содержанием 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$. Ответ: $-1,03^\circ C$.

169. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $C_3H_5(OH)_3$, зная, что этот раствор кипит при $100,39^\circ C$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ$.
Ответ: $6,45\%$.

170. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий $2,25\text{ г}$ этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при $0,279^\circ C$. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$.
Ответ: 60 г/моль .

171. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты CH_3COOH , зная, что раствор, содержащий $4,25\text{ г}$ антрацена $C_{14}H_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при $15,718^\circ C$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,65^\circ C$.
Ответ: $3,9^\circ C$.

172. Температура кристаллизации раствора, содержащего $66,3\text{ г}$ некоторого неэлектролита в 500 г воды, равна $0,558^\circ C$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$.

Ответ: 442 г/моль .

173. Вычислите температуру кристаллизации 2% – 20 раствора этилового спирта C_2H_5OH . Криоскопическая константа воды $1,86^\circ$.

Ответ: $-0,82^\circ C$.

174. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$ зная, что этот раствор кипит при $100,26^\circ C$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ$.
Ответ: $8,25\%$.

175. Сколько граммов мочевины следует растворить в 250 г воды, чтобы температура кипения повысилась на $0,26^\circ$? Эбуллиоскопическая константа воды $0,52^\circ$.
Ответ: $7,5\text{ г}$.

176. Определите давление пара 10% – 20 раствора мочевины $CO(NH_2)_2$ в воде при $t=100^\circ C$. P_0 – давление паров воды при $100^\circ C$ равно $1,01 \cdot 10^4\text{ Па}$.
Ответ: $0,98 \cdot 10^5\text{ Па}$.

177. Определите молярную массу анилина, зная, что при $t=30^\circ C$ давление пара раствора, содержащего $3,09\text{ г}$ анилина $C_6H_5NH_2$ в 350 г эфира $C_4H_{10}O$, равно

$0,858 \cdot 10^5 \text{ Па}$, а давление чистого эфира при той же температуре равно $0,864 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Ответ: 92 г/моль .

178. Окисление аммиака протекает по уравнению:

$4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) - 1528 \text{ кДж}$. Определите $\Delta H^\circ_{298}(\text{NH}_{3(\text{г})})$ и $\text{NH}_4\text{OH}(\text{р})$, если теплота растворения $\text{NH}_3(\text{г})$ в воде равна $34,65 \text{ кДж}$.

179. Вычислить температуру кипения $15\% - \text{го}$ водного раствора пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Эбуллиоскопическая константа воды равна $0,52^\circ$.

Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

180. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в сокращенных уравнениях между:

а) H_2SO_4 и NaOH ;

б) K_2SiO_3 и HCl ;

в) BaCl_2 и Na_2SO_4 .

181. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярных уравнениях между:

а) K_2S и HCl ;

б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

в) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH .

182. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов, чему равна сумма стехиометрических коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях следующих веществ:

а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3$;

б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$;

в) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

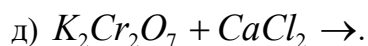
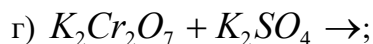
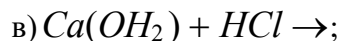
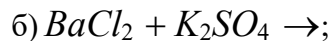
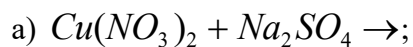
183. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:

а) хлорида бария и сульфата алюминия;

б) ацетата калия и серной кислоты;

в) хлорида аммония и едкого кали (при нагревании).

184. Смешивают попарно растворы:



В каких из приведенных случаев реакции пойдут до конца? Составьте для них молекулярные и ионные уравнения, чему равна сумма коэффициентов в полных ионных уравнениях.

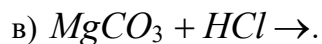
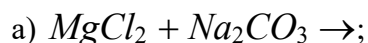
185. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между следующими веществами:

а) дигидрофосфатом калия и едким кали;

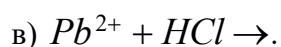
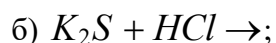
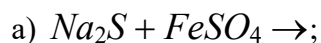
б) карбонатом кальция и соляной кислотой;

в) гидроксидом олова (II) и едким натром.

186. Составьте молекулярные и ионные уравнения, протекающие в растворах следующих веществ:



187. Составьте уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ:



Уравнения реакций напишите в молекулярной и ионной формах.

188. Какое из веществ: $Al(OH)_3$; H_2SO_4 ; $Ba(OH)_2$ будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

189. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между:

а) $KHCO_3$ и H_2SO_4 ; б) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$; в) $CaCl_2$ и $AgNO_3$.

190. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $CuSO_4$ и H_2S ; б) $BaCO_3$ и HNO_3 ; в) $FeCl_3$ и KOH .

191. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Cu^{+2} + S^{-2} = CuS \downarrow$; б) $SiO_3^{2-} + H^+ = H_2SiO_3$.

192. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $Sn(OH)_2$ и HCl ; б) $BeSO_4$ и KOH ; в) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$.

193. Какое из веществ: $KHCO_3$, CH_3COOH , $NiSO_4$, Na_2S взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих веществ.

194. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) $AgNO_3$ и K_2CrO_4 ; б) $Pb(NO_3)_2$ и KI ; в) $CdSO_4$ и Na_2S .

195. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$;

б) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$;

в) $Pb^{+2} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$.

196. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

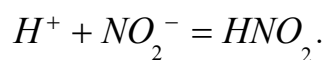
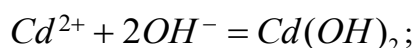
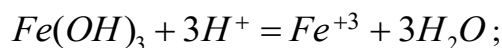
а) $Be(OH)_2$ и $NaOH$; б) $Cu(OH)_2$ и HNO_3 ; в) $ZnOHNO_3$ и HNO_3 .

197. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) Na_3PO_4 и $CaCl_2$; б) K_2CO_3 и $BaCl_2$; в) $Zn(OH)_2$ и KOH .

Чему равна сумма стехиометрических коэффициентов в полном ионном уравнении реакции (а).

198. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



199. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) CdS и HCl ; б) $Cr(OH)_3$ и $NaOH$; в) $Ba(OH)_2$ и $CuCl_2$.

200. Какое из веществ: $NaCl$, $NiSO_4$, $Be(OH)_2$, $KHCO_3$ взаимодействует с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

Гидролиз солей

201. Хлорид кальция и силикат натрия используют в производстве фибролитовых плит. Напишите уравнения диссоциации этих солей в водных растворах. По катиону или по аниону идет гидролиз соли силиката натрия. Напишите соответствующие реакции в сокращенном, полном ионном и в молекулярном виде.

202. Почему раствор соды Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию, а раствор хлорида цинка - кислую? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций гидролиза.

203. Казеиновый клей в порошке, поступающий в торговую сеть, кроме органического вещества казеина содержит гидроксид кальция, карбонат натрия, сульфат меди (II) и фторид натрия. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций, которые происходят между входящими в клей минеральными веществами при растворении его в воде. Напишите возможные реакции гидролиза.

204. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) KOH ; в) $ZnCl_2$; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

205. К раствору Na_2CO_3 ; добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) $NaOH$; в) $Cu(NO_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

206. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK , $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$. Какое значение $pH(> 7 <)$ имеют растворы этих солей? В какой цвет окрасится лакмус?

207. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; $FeCl_3$ или $FeCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

208. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения происходящего совместного гидролиза.

209. Почему изменение температуры раствора влияет на степень гидролиза соли? Составьте уравнения гидролиза по первой ступени для следующих солей: $CuSO_4$ и Na_3PO_4 , укажите pH раствора.

210. Какую реакцию среды имеют растворы следующих солей: $Zn(NO_3)_2$, K_2CO_3 , KNO_3 , $NaCN$?

211. Определите степень гидролиза (для первой ступени) и pH в 0,001 M растворе K_2S ($K_{a1}(H_2S) = 1,1 \cdot 10^{-7}$ и $K_{a2}(HS^-) = 4,45 \cdot 10^{-7}$).

212. Какая из солей подвергается гидролизу $FeCO_3$, CaS , $AlCl_3$, запишите ионные и молекулярные уравнения определите реакции сред.

213. Какие из солей подвергаются гидролизу $CaCO_3$, Na_2S , $Cr_2(SO_4)_3$, запишите ионные и молекулярные уравнения определите реакции сред, в какой цвет окрасится метиловый-оранжевый?

214. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: $CuSO_4$, Al_2S_3 , NH_4CN , Na_2CO_3 , определите среду.

215. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: $(NH_4)_2SO_3$, K_2S , $Cr_2(CO_3)_3$, определите среду.

Окислительно-восстановительные реакции

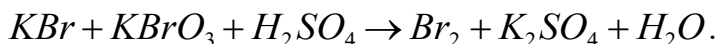
216. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих веществ соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



217. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Какое свойство проявляет нитрит калия в данной реакции? Напишите уравнения окислительно-восстановительной реакции, составив электронный баланс:



218. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , $HClO_3$, $HClO_4$, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



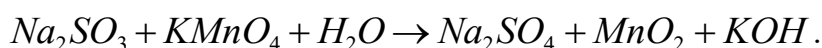
219. Реакции выражаются схемами:



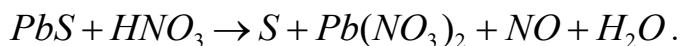
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

220. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях: $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$; $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$;
 $S^{-2} \rightarrow S^0$.

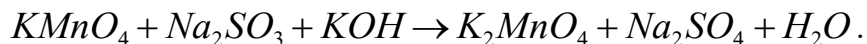
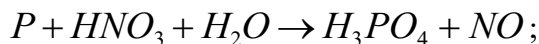
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



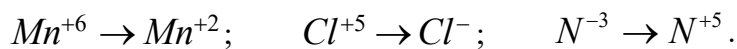
221. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



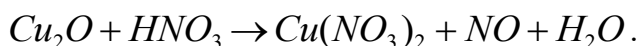
222. См. условие задачи 215.



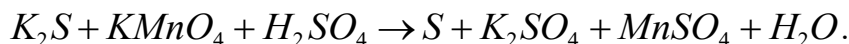
223. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях:



На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в реакции, идущей по схеме:

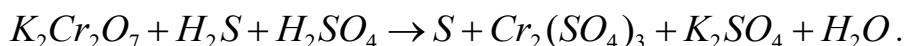
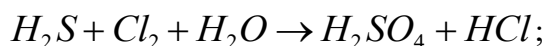


224. См. условие задачи 219.

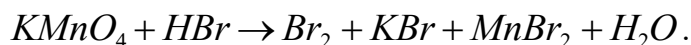
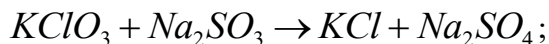


225. Исходя из степени окисления хрома, йода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KCl , H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$.

226. См. условие задачи 219.

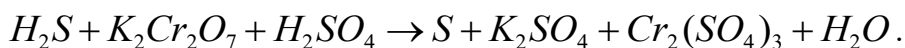


227. См. условие задачи 219.



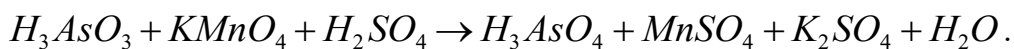
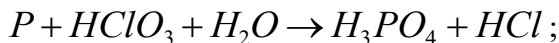
228. Напишите уравнения взаимодействия, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях между веществами: а) сульфид калия и азотная кислота, при этом выделяется элементарная сера и оксид азота (II); б) иодид калия и пероксид водорода, при этом образуется молекулярный йод и едкое кали.

229. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте электронные уравнения, определите эквивалент восстановителя:

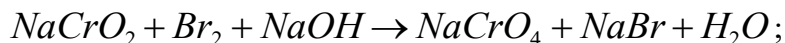


230. Определите эквивалент окислителя, написав окислительно-восстановительную реакцию, подберите коэффициенты составлением электронных уравнений: $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.

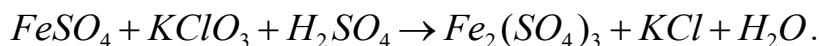
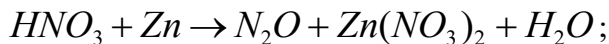
231. См. условие задачи 219.



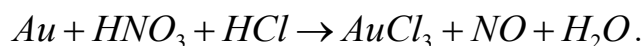
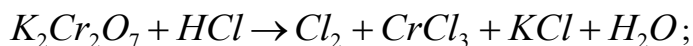
232. См. условие задачи 219.



233. См. условие задачи 219.



234. См. условие задачи 219.



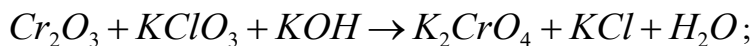
235. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и $KMnO_4$; б) HNO_2 и HI ; в) HCl и H_2Se ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



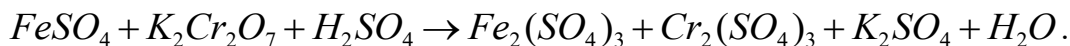
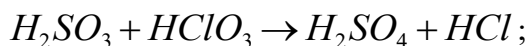
236. См. условие 219.



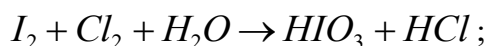
237. См. условие задачи 219.

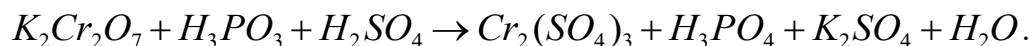


238. См. условие задачи 219.

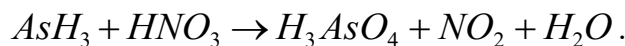


239. См. условие задачи 219.





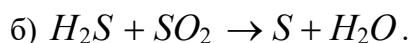
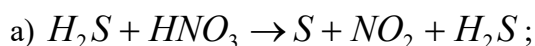
240. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr ; б) $K_2Cr_2O_7$ и H_3PO_3 ; в) H_2S и HNO_3 ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



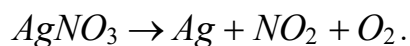
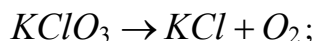
241. См. условие задачи 219.



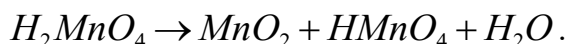
242. Исходя из степени окисления серы, азота, определите, какими свойствами обладают вещества, участвующие в приведенных ниже окислительно-восстановительных реакциях. Составьте ионно-электронные уравнения, подберите коэффициенты:



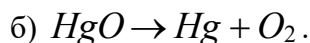
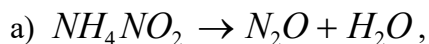
243. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты:



244. Составьте уравнения реакций диспропорционирования:



245. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты у реагирующих веществ:



Электродные потенциалы и электродвижущие силы

246. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили: в первый цинковую пластинку, а во второй серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

247. Уменьшится, увеличится или останется без изменения масса цинковой пластины при взаимодействии ее с растворами: а) $CuSO_4$; б) $MgSO_4$; в) $Pb(NO_3)_2$? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

248. При какой концентрации ионов $[Zn^{+2}]$ (моль/л) потенциал цинкового электрода будет на $0,015\text{ В}$ меньше его стандартного электродного потенциала?

Ответ: $0,30\text{ моль/л}$.

249. Марганцовый электрод в растворе его соли имеет потенциал $(-1,23\text{ В})$. Вычислите концентрацию ионов $[Mg^{+2}]$ (моль/л).

Ответ: $1,89 \cdot 10^{-2}\text{ моль/л}$.

250. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[Cd^{+2}] = 0,8\text{ моль/л}$, а $[Cu^{+2}] = 0,01\text{ моль/л}$. Ответ: $0,68\text{ В}$.

251. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом – анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающие на катоде и на аноде.

252. При какой концентрации ионов $[Cu^{+2}]$ (моль/л) значение электродного потенциала медного электрода становится равным стандартному электродному потенциалу водородного электрода?

Ответ: $1,89 \cdot 10^{-12}\text{ моль/л}$.

253. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Cu^{+2}] = [Mg^{+2}] = 0,01\text{ моль/л}$. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз? Ответ: $2,244\text{ В}$.

254. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающие на катоде и на аноде.

255. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению: $Ni + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + Pb$. Напишите электронные

уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС этого элемента, если $[Ni^{+2}] = 0,01 \text{ моль/л}$, $[Pb^{+2}] = 0,0001 \text{ моль/л}$. Ответ: $0,064 \text{ В}$.

Электролиз водных растворов

256. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч . Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н. у.), выделившихся на катоде и на аноде?

Ответ: $5,03 \text{ г}$; $6,266 \text{ л}$; $3,133 \text{ л}$.

257. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH . Чему равна сила тока, если в течение $1 \text{ час } 15 \text{ мин } 20 \text{ сек}$ на аноде выделилось $6,4 \text{ г}$ газа? Сколько литров газа (н. у.) выделилось при этом на катоде? Ответ: $17,08 \text{ А}$; $8,96 \text{ л}$.

258 . Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора Na_2SO_4 . Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде, если на аноде выделяется $1,12 \text{ л}$ газа (н. у.). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом возле анода?

Ответ: $0,8 \text{ г}$; $9,8 \text{ г}$.

259. При электролизе соли некоторого металла в течение $1,5 \text{ ч}$ при силе тока $1,8 \text{ А}$ на катоде выделилось $17,5 \text{ г}$ этого металла. Вычислите эквивалентную массу металла. Ответ: $17,37 \text{ г/моль}$.

260. При электролизе раствора $CuSO_4$ на аноде выделилось 168 см^3 газа (н. у.). Составьте электронные уравнения процессов, протекающих на электродах, и вычислите, какая масса меди выделилась на катоде.

Ответ: $0,953 \text{ г}$.

261. Составьте схемы электролиза электролитов в водных растворах:

а) нитрата меди (II) с медным анодом; б) нитрата серебра с серебряным анодом; в) сульфата кадмия с кадмиевым анодом.

262. Сколько времени надо пропускать ток силой 2 А через раствор нитрата серебра при серебрении медного цилиндра глубокой печати, чтобы на его поверхности отложилось 9 г серебра?

Ответ: 67 мин.

263. Определите эквивалент кадмия, если известно, что при пропускании тока через раствор нитрата кадмия на катоде выделилось $11,2\text{ г}$ кадмия, а на аноде $1,12\text{ л}$ кислорода (н. у.).

Ответ: 56 г / моль.

264. Сколько литров хлора при н. у. выделилось на аноде при электролизе хлорида меди (II), если на катоде выделилось $1,6\text{ г}$ меди?

Ответ: 560 мл.

265. Электролиз раствора Na_2SO_4 проводили в течение 5 ч при силе тока 7 А . Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н. у.), выделившихся на катоде и аноде?

Ответ: $11,75\text{ г ; } 14,62\text{ л ; } 7,31\text{ л.}$

266. Сколько граммов серебра выделится на катоде при пропускании через раствор нитрата серебра тока силой 4 А в течение $0,5\text{ ч}$.

Ответ: $8,06\text{ л.}$

267. Электролиз раствора CuSO_4 проводили с медным анодом в течение 4 ч при силе тока 50 А . При этом выделилось 224 г меди. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода.

Ответ: $94,48\text{ \%}$.

268. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора AgNO_3 . Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на $5,4\text{ г}$. Определите расход электричества при этом.

Ответ: 4830 Кл.

269. Какой силы ток надо пропустить через раствор сульфата хрома (III), чтобы в течение $0,5\text{ ч}$ выделилось $3,25\text{ г}$ хрома?

Ответ: 10 А.

270. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора KBr . Какая масса вещества выделяется на катоде и на

аноде, если электролиз проводить в течение $1\text{ ч } 35\text{ мин}$ при силе тока 15 А ?

Ответ: $0,886\text{ г}$; $70,79\text{ г}$.

271. При пропускании через раствор хлорида калия постоянного электрического тока на катоде выделилось $2,24\text{ г}$ газа (какого?) Сколько гидроксида калия образовалось?

Ответ: $11,2\text{ г}$ в растворе.

272. При электролизе соли трехвалентного металла при силе тока $1,5\text{ А}$ в течение 30 мин на катоде выделилось $1,071\text{ г}$ металла. Вычислите атомную массу металла.

Ответ: $114,82$.

273. Сколько никеля выделится из раствора нитрата никеля при пропускании тока силой 2 А в течение 40 с .
Ответ: $\sim 0,025\text{ г}$.

Коррозия металлов и методы защиты от коррозии

274. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

275. Если пластину из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода, которое вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к цинку медной палочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

276. В чем сущность протекторной защиты металла от коррозии? приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

277. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

278. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

279. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа.

Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и в кислой среде.

280. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

281. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

282. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары металлов алюминий – железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

283. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Жесткость воды и методы ее умягчения

284. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см^3 воды, требуется 15 см^3 $0,08 \text{ н.}$ раствора HCl .
Ответ: $6 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

285. В 1 л воды содержится ионов магния $36,47 \text{ мг}$ и ионов кальция $50,1 \text{ мг}$. Чему равна жесткость этой воды?
Ответ: $5,5 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

286. Какая масса CaSO_4 содержится в 200 л воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна $8 \text{ мг} - \text{экв}$?
Ответ: $108,9 \text{ г}$.

287. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций. Какую массу Ca(OH)_2 надо прибавить к $2,5 \text{ л}$ воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $4,43 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$?

Ответ: $0,406 \text{ г}$.

288. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную $3 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$?
Ответ: $63,6 \text{ г}$.

289. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость $7 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$. Какая масса сульфата магния содержится в 300 л этой воды?

Ответ: $126,3 \text{ г}$.

290. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 275 г воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную $5,5 \text{ мг} - \text{экв}$?

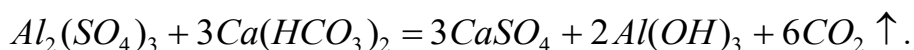
Ответ: $56,96 \text{ г}$.

291. К 1 м^3 жесткой воды прибавили $132,5 \text{ г}$ карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость?

Ответ: на $2 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

292. На каких химических свойствах веществ основано умягчение воды при взаимодействии гидрокарбоната кальция с его гидроксидом? Напишите уравнения реакций.

293. Коагулирование коллоидных примесей в технической воде осуществляется добавлением к ней сульфата алюминия. Образующийся хлопьевидный гидроксид алюминия обволакивает коллоидные частицы и вызывает их осаждение. Объясните образование гидроксида алюминия в результате реакции, происходящей в жесткой воде:



294. Как отличить дистиллированную воду от природной? Ответ мотивируйте.

295. Анализом установлено, что один литр воды содержит $1,62 \text{ г}$ гидрокарбоната кальция. Сколько $20\% - 20$ раствора карбоната натрия потребуется для устранения жесткости этой воды?

296. К жесткой воде, содержащей гидрокарбонат кальция, прилили раствор гашеной извести. Что при этом происходит? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

297. В воде содержится $120 \text{ мг} / \text{л}$ гидрокарбоната кальция и $200 \text{ мг} / \text{л}$ сульфата кальция. Сколько потребуется кальцинированной соды для умягчения 2 м^3 такой воды?

298. Сколько кальцинированной соды надо добавить к 20 м^3 воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $96 \text{ мг} - \text{экв} [Ca^{+2}]$?

299. В 1 л воды содержится $60 \text{ мг} [Ca^{+2}]$ ионов и $12 \text{ мг} [Mg^{+2}]$ ионов. Сколько надо взять соды для устранения жесткости 50 м^3 такой воды?

300. Для умягчения жесткой воды в промышленности используют ионно-обменные смолы-иониты. Приняв условно формулу катионита RH_2 , а анионита $R(OH)_2$, напишите уравнения реакций, происходящих при пропускании через иониты воды, содержащей гидрокарбонаты кальция и магния.

301. При пропускании через катионит в H - форме 100 м^3 жесткой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, масса катионита увеличилась на $5,7 \text{ кг}$. Определите жесткость этой воды.

302. Какие из перечисленных ниже веществ можно использовать для устранения жесткости воды, содержащей гидрокарбонат кальция: а) поташ; б) азотная кислота; в) гидроксид калия; г) хлорид бария? Дайте обоснованный ответ и напишите уравнения соответствующих реакций.

303. В жесткой воде железо обычно присутствует в виде гидрокарбоната железа (II). При хранении такая вода мутнеет, приобретая слабую окраску. В результате, каких химических реакций происходят наблюдаемые изменения?

304. В 220 л воды содержится 11 г сульфата магния, чему равна жесткость этой воды?
Ответ: $0,83 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

305. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится $65,6 \text{ г}$ гидрокарбоната магния и $61,2 \text{ г}$ сульфата кальция. Ответ: $3,2 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

306. Какую массу Na_3PO_4 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную $5 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$. Ответ: $136,6 \text{ г}$.

307. Мел практически нерастворим в воде. Почему вода, протекающая по местам залегания мела, обладает повышенной жесткостью?

308. Какие явления будут наблюдаться, если к раствору гидрокарбоната кальция прилить: а) избыток соляной кислоты; б) избыток раствора соды Na_2CO_3 ; в) известковую воду; г) избыток азотной кислоты?;

д) гидроксид бария? Напишите ионные уравнения соответствующих реакций.

309. Какое количество гашеной извести, содержащей $60\% \text{ Ca(OH)}_2$, необходимо для устранения временной жесткости 1000 м^3 воды, если в 1 л H_2O находится $10 \text{ мг} - \text{экв} \text{ HCO}_3^-$?

310. Какое количество 95%-ой соды Na_2CO_3 необходимо для устранения общей жесткости 1000 м^3 воды, если $1\text{ л } H_2O$ содержит $1\text{ мг} - экв$ кальция и магния?

311. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна $4\text{ мг} - экв$. Какой объем $0,1\text{ н.}$ раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащемся в 75 см^3 этой воды.

Ответ: 3 см^3 .

312. В 1 м^3 воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.
Ответ: $2,33\text{ мг} - экв / л$.

313. К 100 л жесткой воды прибавили $12,95\text{ г}$ гидроксида кальция. На сколько понизилась карбонатная жесткость? Ответ: на $3,5\text{ мг} - экв / л$.

Основы химии вяжущих веществ

314. Почему известковую воду надо хранить в хорошо закупоренных склянках? Ответ подтвердите уравнением реакции.

315. Если через известковую воду продувать выдыхаемый из легких воздух, то вода мутнеет. Почему? Напишите уравнение соответствующей реакции.

316. Какие соединения магния и кальция применяются в качестве вяжущих строительных материалов? Чем обусловлены их вяжущие свойства?

317. Как можно получить карбид кальция? Что образуется при его взаимодействии с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

318. Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составьте уравнения реакций, происходящих при насыщении гидроксида натрия: а) хлором; б) оксидом серы (VI) SO_3 ; в) сероводородом H_2S .

319. При сплавлении оксида бериллия происходит взаимодействие с диоксидом кремния и с оксидом натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. О каких свойствах BeO говорят эти реакции?

320. При пропускании диоксида углерода через известковую воду (раствор $Ca(OH)_2$) образуется осадок, который при дальнейшем пропускании CO_2 растворяется. Дайте объяснение этому явлению. Составьте уравнения реакций.

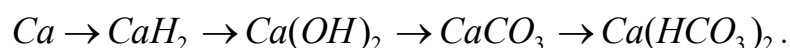
321. Какое свойство кальция позволяет применять его в металлотермии для получения некоторых металлов из их соединений? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакция кальция: а) с P_2O_5 ; б) с $CaSO_4$. В каждой из этих реакций окислитель восстанавливается максимально, приобретая низшую степень окисления.

322. Какие соединения называют негашеной и гашеной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Какое соединение образуется при прокаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

323. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) кальция с водой; б) магния с азотной кислотой, учитывая, что окислитель приобретает низшую степень окисления.

324. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



Назовите все полученные вещества.

325. Почему раствор медного купороса, применяемый для обработки стен перед побелкой, нельзя хранить в железном или оцинкованном ведре? Объясните и напишите уравнения соответствующих реакций.

326. Чтобы обнаружить соляную кислоту в растворе магния, к нему добавляют магнезит (карбонат магния). Если при этом выделяются пузырьки газа (какого?), то раствор содержит кислоту. Напишите уравнение соответствующей реакции.

327. Белая краска литопон содержит пигмент, состоящий из сульфата бария и сульфида цинка. При действии на литопон соляной кислотой выделяется газ с неприятным запахом. Этим свойством литопона пользуются для того, чтобы отличить его от других белых красок. Напишите уравнение реакции образования этого газа и назовите его.

328. Растворы солей $MgCl_2$; $MgSO_4$, $FeSO_4$ применяют для затвердения каустического магнезита (оксида магния) при производстве магнезиальных вяжущих. Напишите уравнения реакций получения этих солей.

329. Почему нельзя «затворять» негашеную известь или хранить гашеную в алюминиевой таре? Дайте обоснованный ответ и напишите уравнение соответствующей реакции.

330. Напишите уравнение реакций, при помощи которых не растворимый SiO_2 можно превратить в растворимые соединения кремния.

331. Для производства оконного стекла используют кварцевый песок, кальцинированную соду и известняк. Какие химические реакции происходят между этими веществами в стеклоплавильной печи? Напишите уравнения этих реакций.

332. Для штукатурных работ на морозе штукатурку «затворяют» хлорированной водой, которую получают из хлорной извести. Напишите уравнение реакции между водой и хлорной известью.

333. В состав силикатной грунтовки входят мел и жидкое стекло, как можно обнаружить карбонат кальция грунтовки и определить его массу?

334. Напишите уравнения реакций получения силиката калия тремя способами.

335. В две пробирки поместили по кусочку мрамора и прилили: в одну – соляной, в другую – серной кислоты. Что Вы можете наблюдать? Объясните наблюдаемое явление.

336. Свинцовые белила содержат в качестве пигмента основной карбонат свинца (II) $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. При действии на эти белила азотной кислоты выделяется бесцветный газ, а при действии сероводорода – пигмент чернеет. Объясните явления и напишите уравнения соответствующих реакций.

337. Цинковые белила в качестве белого пигмента содержат оксид цинка, иногда, с примесью мела. Как обнаружить присутствие мела в таких белилах? Определить его процентное содержание.

338. Цвет некоторых пигментов, входящих в малярные краски, изменяется в зависимости от среды (щелочной, кислой). Почему известковые и силикатные материалы изменяют цвет некоторых пигментов? Для обоснования ответа составьте уравнения соответствующих реакций.

339. В воде источника обнаружены следующие ионы: Na^+ , Ca^{+2} , Mg^{+2} , Fe^{+3} , Cl^- , HCO_3^- , Br^- . Напишите формулы солей, при растворении которых образуются эти ионы.

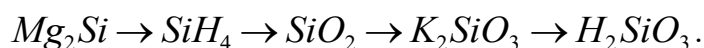
340. Черные краски, используемые в малярном деле, содержат пигмент сажу или оксид марганца (IV). Как, имея только соляную кислоту, распознать эти краски? Напишите уравнения соответствующих реакций.

341. Для получения серых красок в качестве пигмента используют порошок графита или цинковую пыль в смеси с оксидом цинка. При помощи какого вещества можно распознать эти пигменты? Напишите уравнение реакции.

342. Как получить диоксид углерода в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



343. Какое применение находит кремний? Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



При каком превращении происходит окислительно-восстановительная реакция?

343.2 Примеры решения задач

Задача 1. Моль. Эквивалент и эквивалентные массы простых и сложных веществ.

Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул CO_2 ; б) $1,2 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; в) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул воды. Чему равна молярная (молярная) масса указанных веществ?

Решение. Моль – это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определенного сорта, равное постоянной Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$). Отсюда: а) $6,02 \cdot 10^{21}$, т. е. 0,01 моль; б) $1,20 \cdot 10^{24}$, т. е. 2 моль; в) $2,00 \cdot 10^{23}$, т. е. 1/3 моль.

Масса моля вещества выражается в г/моль или кг/моль. Молярная масса вещества в граммах численно равна его относительной (атомной) массе A_r , выраженной в атомных единицах массы (а.е.м.).

Так как молекулярные массы CO_2 и H_2O и атомная масса кислорода (О) соответственно равны 44 г/моль, 18 г/моль и 16 а.е.м., то их молярные массы равны: а) 44 г/моль; б) 18 г/моль; в) 16 г/моль.

Эквивалент. Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Эквивалентной массой называется масса одного эквивалента вещества.

Задача 2. Закон эквивалентов.

На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н. у.). Вычислите эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

Решение. Согласно закону эквивалентов, массы реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_{\text{Э}(1)}} = \frac{m_2}{m_{\text{Э}(2)}} \quad (1) \text{ или } \frac{m(\text{MeO})}{m_{\text{Э}}(\text{MeO})} = \frac{m(\text{H}_2)}{m_{\text{Э}}(\text{H}_2)} \quad (2),$$

если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах (см³, мл, л, м³).

Объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества, называется эквивалентным объемом.

Мольный объем любого газа при н. у. равен 22,4 л/моль. Определим эквивалентный объем молекулы водорода (H₂) состоящей из двух атомов, т. к. в 22,4 л H₂ содержится при нормальных условиях 2 моля атомов водорода, а эквивалент водорода равен 1 моль, то в 22,4 л H₂ содержится 2 эквивалента водорода, значит эквивалентный объем водорода равен:

$\text{Э}_V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}$; аналогично можно определить и для кислорода. В формуле (2) отношение $\frac{m(\text{H}_2)}{m_{\text{Э}}(\text{H}_2)}$ заменяем равным ему отношением $\frac{V(\text{H}_2)}{\text{Э}_V(\text{H}_2)}$, где $V(\text{H}_2)$ – объем

водорода, $\text{Э}_V(\text{H}_2)$ – эквивалентный объем водорода:

$$\frac{m(\text{MeO})}{m_{\text{Э}}(\text{MeO})} = \frac{V(\text{H}_2)}{\text{Э}_V(\text{H}_2)}. \quad (3)$$

Из уравнения (3) находим эквивалентную массу оксида металла:

$$\frac{7,09}{m_{\text{Э}}(\text{MeO})} = \frac{2,24}{11,2}; m_{\text{Э}}(\text{MeO}) = \frac{7,09 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л/моль}}{2,24 \text{ л}} = 35,5 \text{ г/моль}.$$

Согласно закону эквивалентов, $m_{\text{Э}}(\text{MeO}) = m_{\text{Э}}(\text{Me}) + m_{\text{Э}}(\text{O})$, отсюда

$$m_{\text{Э}}(\text{Me}) = m_{\text{Э}}(\text{MeO}) - m_{\text{Э}}(\text{O}) = 35,5 - 8 = 27,5 \text{ г/моль}.$$

Мольная масса металла определяется из соотношения $m_{\text{Э}} = \frac{A}{B}$, где

$m_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса г/моль; A – атомная масса металла а.е.м.,

B – валентность элемента, отсюда: $A = m_{\text{э}} \cdot B = 22,5 \cdot 2 = 55,0 \text{ г/моль}$.

Так как атомная масса в *а.е.м.* численно равна мольной (молярной) массе, выраженной в *г/моль*, то искомая атомная масса металла *55,0 а.е.м.*

Задача 3. Строение атома и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Составьте электронную формулу атома элемента с учетом значений квантовых чисел электронов наружного слоя. Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного электронного слоя следующие: $4, 1, -1, +\frac{1}{2}$; $4, 1, 0, +\frac{1}{2}$; $4, 1, 1, +\frac{1}{2}$.

Решение. Состояние каждого электрона наружного энергетического уровня определяется следующим набором квантовых чисел:

$$1\text{-ый электрон: } n = 4; l = 1; m_l = -1; m_s = +\frac{1}{2};$$

$$2\text{-ой электрон: } n = 4; l = 1; m_l = 0; m_s = +\frac{1}{2};$$

$$3\text{-й электрон: } n = 4; l = 1; m_l = +1; m_s = +\frac{1}{2}.$$

Главное квантовое число равно четырем, следовательно, электроны находятся на 4-м энергетическом уровне. Орбитальное квантовое число определяет форму атомной орбитали. Если $l = 1$, то орбиталь называется *p*-орбиталью, следовательно, эти три электрона находятся на *p*-подуровне четвертого энергетического уровня.

Магнитное квантовое число m_l ($-1, 0, +1$) определяет ориентацию атомной орбитали в пространстве. На всех *p*-орбиталях (P_x, P_y, P_z) находится по одному электрону ($m_s = +\frac{1}{2}$). Наружный энергетический уровень атома этого элемента содержит пять

электронов: $\dots 4s^2 4p^3$. Такую электронную конфигурацию наружного энергетического уровня имеет атом мышьяка *As*, электронная формула которого следующая:
 ${}_{33}\text{As } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 4d^0$.

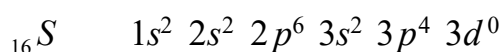
Задача 4. Принцип наименьшей энергии. Два правила Клечковского.

Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 16 и 22.

Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам.

Решение. Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Около ядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,9 – 0,95%) может находиться электрон, **называется атомной орбиталью**. Электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией, т. е. где сумма $(n + l)$ наименьшая (правило Клечковского).

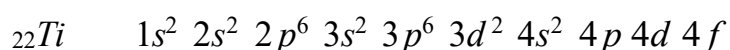
Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д. И. Менделеева, то для элементов с №16 – сера, с №22 – титан. Составим электронные формулы для атомов данных элементов по принципу наименьшей энергии:



$$n = 1 \quad 2 \quad 2 \quad 3 \quad 3 \quad 3$$

$$l = 0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad 1 \quad 2$$

$$n + l = 1 \quad 2 \quad 3 \quad 3 \quad 4 \quad 5$$



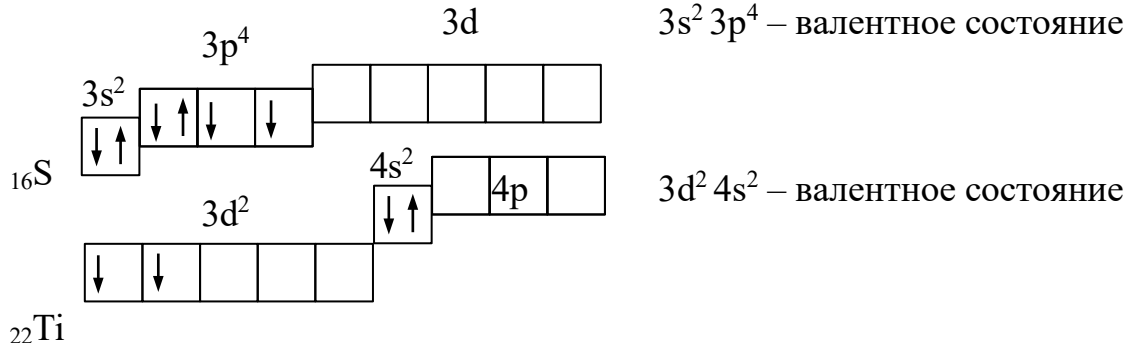
$$n = 1 \quad 2 \quad 2 \quad 3 \quad 3 \quad 3 \quad 4 \quad 4 \quad 4 \quad 4$$

$$l = 0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad 1 \quad 2 \quad 0 \quad 1 \quad 2 \quad 3$$

$$n + l = 1 \quad 2 \quad 3 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \quad 4 \quad 5 \quad 6 \quad 7$$

Если сумма $(n + l)$ для каких-либо подуровней одинакова, то электрон стремится на тот подуровень, у которого значение n – главного квантового числа наименьшее, а l – наибольшее (2-я часть правила Клечковского).

Электронная структура атомов может быть изображена графически по квантовым ячейкам, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей (AO). Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника, а электроны в этих ячейках обозначают стрелками. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположно направленными спинами ($\uparrow\downarrow$). Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположно направленными спинами (правило Гун). Электрон в атоме должен отличаться хотя бы одним квантовым числом, т. е. в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел (принцип Паули-1925).



Задача 5. Энергетика химических процессов (химическое сродство).

Расчет теплового эффекта реакции по стандартным теплотам образования реагирующих веществ. Термохимические расчеты основаны на законе Гесса (1840): **тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.**

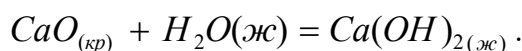
Часто в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: *тепловой эффект реакции ($\Delta H_{x.p.}$) равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_{обр.прод.} - \sum \Delta H_{обр.исх.в-в} \quad (4)$$

Определите количество теплоты, выделяющееся при гашении 100 кг извести водой, если стандартные теплоты образования реагирующих веществ равны (кДж/моль):

$$\Delta H^{\circ}_{298} (CaO_{(кр)}) = -635,1; \Delta H^{\circ}_{298} (H_2O_{(ж)}) = -285,84; \Delta H^{\circ}_{298} (Ca(OH)_{2(кр)}) = -986,2.$$

Решение. Реакция гашения извести:



Тепловой эффект реакции по закону Гесса равен:

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_{x.p.} &= \Delta H^{\circ}_{298} (Ca(OH)_{2(кр)}) - [\Delta H^{\circ}_{298} (CaO_{(кр)}) + \Delta H^{\circ}_{298} (H_2O_{(ж)})] = \\ &= -986,2 - (-635,1 - 285,84) = -65,3 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Тепловой эффект реакции рассчитан на 1 моль CaO, т.е. на 56 г CaO, $M(CaO) = 56 \text{ г/моль}$. Составим пропорцию:

из 56 г (CaO) выделяется теплота –65,3 кДж

из 100000 г (CaO) выделяется X кДж.

Из пропорции определяем сколько выделится тепловой энергии при гашении 100 кг CaO:

$$X = \frac{100000 \cdot (-65,3)}{56} = -1,16 \cdot 10^5 \text{ кДж}.$$

Ответ: $-1,16 \cdot 10^5 \text{ кДж}.$

Задача 6. Вычислить теплоту образования CaCO_3 по теплоте реакции разложения CaCO_3 на CaO и CO_2 , равной $200,9 \text{ кДж}$, если известно, что $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{CaO}_{(\text{кр})}) = 635,2 \text{ кДж}$, $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{CO}_{2(\text{г})}) = -393,6 \text{ кДж}$.

Решение. Из уравнения реакции следует:

$$\Delta H_{\text{обр.}}(\text{CaCO}_3) + \Delta H_{\text{обр.}}(\text{CaO}) + \Delta H_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = -200,9 \text{ кДж}.$$

Отсюда:

$$\begin{aligned} -\Delta H_{\text{обр.}}(\text{CaCO}_3) &= 200,9 \text{ кДж} - \Delta H_{\text{обр.}}\text{CaO}_{(\text{кр})} - \Delta H_{\text{обр.}}\text{CO}_{2(\text{г})}; \\ \Delta H_{\text{обр.}}\text{CaCO}_3 &= -200,9 + \Delta H_{\text{обр.}}\text{CaO} + \Delta H_{\text{обр.}}\text{CO}_2 = -200,9 - 653,2 - 393,6 = \\ &= -1229,7 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Задача 7. Химическая кинетика и химическое равновесие.

Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ

Реакция между веществами A и B протекает по уравнению: $A + 2B = C$, начальные концентрации равны: $[A] = 8 \text{ моль/л}$; $[B] = 10 \text{ моль/л}$. Константа скорости реакции равна $0,3 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 30% вещества B .

Решение. Согласно закону действующих масс скорость данной химической реакции равна $v = k[A] \cdot [B]^2$.

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 30% вещества B , т. е. концентрация вещества $[B]$ станет равной $10 \cdot 0,3 = 3 \text{ моль/л}$. Значит, концентрация вещества $[B]$ уменьшилась на $10 - 3 = 7 \text{ моль/л}$. Т. к. вещества A и B взаимодействуют между собой в соотношении $1:2$, то концентрация вещества A уменьшилась на $3,5 \text{ моль/л}$ ($7:2$) и стала равной $4,5 \text{ моль/л}$ ($8 - 3,5$). Следовательно, $v_2 = 0,3 \cdot 4,5 \cdot 3^2 = 12,15 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$.

Задача 8. Влияние давления на скорость реакции.

Определите, как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если общее давление в системе уменьшить в 5 раз.

Решение. Уменьшение давления в системе в 5 раз вызовет увеличение объема в системе в 5 раз, а концентрация реагирующих веществ уменьшается в 5 раз. Начальная скорость реакции равна:

$$v_1 = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]. \quad (5)$$

После уменьшения давления:

$$v_2 = k \cdot \frac{([NO])^2}{25} \cdot \frac{[O_2]}{5} = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{125}. \quad (6)$$

После уменьшения давления в 5 раз скорость реакции уменьшалась в 125 раз.

Задача 9. Определение времени протекания реакции в зависимости от температуры.

При 393 K реакция заканчивается за 10 минут. Сколько времени будет продолжаться реакция при 363 K, если температурный коэффициент этой реакции равен 3?

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается соотношением Вант-Гоффа:

$$v_{T2} = v_{T1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (7)$$

где γ – температурный коэффициент. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратная пропорциональная зависимость:

$$\frac{v_{T2}}{v_{T1}} = \frac{t_1}{t_2}, \quad (8)$$

где t_1 и t_2 – время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 .

Следовательно, соотношение (7) в данном случае можно записать:

$$\frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

$$\frac{T_2 - T_1}{10} = \frac{393 - 363}{10}$$

откуда: $t_1 = t_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 10 \cdot 3^{\frac{393 - 363}{10}} = 10 \cdot 3^3 = 10 \cdot 27 = 270 \text{ мин} = 4,5 \text{ ч.}$

При температуре 363 K эта реакция заканчивается за $4,5\text{ ч}$.

Задача 10. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.

Реакция протекает по уравнению $A + B = 2C$. Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ A и B соответственно равны: 4 и 6 моль/л, константа равновесия $K_p = 1$.

Решение. К моменту равновесия концентрации веществ A и B понизятся, а концентрация вещества C увеличится. На каждый моль вещества A и B образуется два моля вещества C . Поэтому, если понижение концентрации веществ A и B обозначить через x молей, то увеличение концентрации вещества C будет $2x$ молей.

Равновесные концентрации реагирующих веществ:

$$[A] = (4 - x) \text{ моль/л}; \quad [C] = 2x \text{ моль/л};$$

$$[B] = (6 - x) \text{ моль/л};$$

$$K_p = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} = \frac{4x^2}{(4 - x) \cdot (6 - x)} = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$1 = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

$$3x^2 + 10x - 24 = 0; \quad x = 1,9.$$

Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:

$$[A] = 4 - 1,9 = 2,1 \text{ моль/л}; \quad [C] = 3,8 \text{ моль/л}; \quad [B] = 6 - 1,9 = 4,1 \text{ моль/л}.$$

Задача 11. Способы выражения концентраций растворов.

Количественный состав раствора определяется его концентрацией, т. е. относительным содержанием компонентов, составляющих раствор.

Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора.

Существует много способов выражения концентраций. Наиболее применимы следующие:

Массовая доля выражается числом, показывающим какую долю составляет масса растворенного вещества (m_B) от массы раствора (m_p). Эта безразмерная величина выражается в долях единицы или в процентах (массовый процент). Если обозначить массовую долю $\omega(C\%)$, то можно записать:

$$\omega = \frac{m_B}{m_p} \cdot 100\%. \quad (9)$$

Если масса раствора находится по его объему $V(\text{мл})$ и плотности ($\rho / \text{см}^3$) т. е.

$$m = V \cdot \rho, \quad \text{то}$$

$$\omega = \frac{m_B}{V \cdot \rho}. \quad (10)$$

Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) C_H показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества (число эквивалентов $n_{\text{экв}}$, содержащееся в 1 л раствора (моль/л) или (моль-экв/л):

$$C_H = \frac{n_{\text{э}} \cdot 1000}{V} = \frac{m_B \cdot 1000}{m_{\text{э}} \cdot V}; \quad (11)$$

$$n = \frac{m_B}{m_{\text{э}}}, \quad (\text{моль} - \text{экв})$$

где $n_{\text{э}}$ – эквивалентное количество растворенного вещества;

m_B – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль.

Молярная концентрация (молярность) C_M показывает количество растворенного (число молей) вещества, содержащееся в 1 л раствора (моль/л):

$$C_M = \frac{n \cdot 1000}{V} = \frac{m_B \cdot 1000}{M \cdot V} \quad (12)$$

$$n = \frac{m_B}{M}, \quad (\text{моль} - \text{экв})$$

где V – объем раствора, л; мл;

n – количество растворенного вещества, моль;

m – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Моляльная концентрация (моляльность) C_m показывает количество (n) растворенного вещества (число молей), приходящееся на 1000 г растворителя (моль/кг)

$$C_m = \frac{n}{m_1} 1000, \quad (13)$$

$$(n) = \frac{m}{M}.$$

Задача. Приготовление раствора заданной концентрации разбавлением водой.

Приготовить 20 мл 0,1 н. раствора $NaOH$ из 0,5 н. раствора $NaOH$.

Решение. Найдем моль-эквивалентное количество $NaOH$, содержащееся в 20 мл 0,1 н. раствора $NaOH$, воспользовавшись формулой (11):

$$n_{\text{экв}} = \frac{C_H \cdot V}{1000} = \frac{0,1 \cdot 20}{1000} = 0,002 \text{ моль-экв.}$$

Найдем объем 0,5 н. раствора, в котором содержится 0,002 моль-эквивалента $NaOH$, воспользуемся формулой (11):

$$V = \frac{n_{\text{экв}}}{C_H} \cdot 1000 = \frac{0,002 \cdot 1000}{0,5} = 4 \text{ мл.}$$

Следовательно, чтобы приготовить 20 мл 0,1 н. раствора $NaOH$, необходимо взять 4 мл 0,5 н. раствора $NaOH$ и прилить 16 мл воды.

Задача 12. Смешение растворов (метод креста). Приготовление раствора промежуточной концентрации из двух растворов меньшей и большей плотности.

В каких весовых соотношениях надо смешать 20 %-ый раствор $NaOH$ и 5 %-ый раствор $NaOH$, чтобы получить 10 %-ый раствор?

Решение. Воспользуемся уравнением (9), и выполним следующие вычисления:

$$\omega = \frac{m_g}{m_p} \cdot 100 \% \text{ для } 10 \% \text{ - го раствора;}$$

$$m_g = m_g(20 \%) + m_g(5 \%); \quad m_p = m_p(20 \%) + m_p(5 \%);$$

$$m_g(20 \%) = \frac{20 \cdot m(20 \%)}{100 \%};$$

$$m_g(5 \%) = \frac{5 \cdot m_p(5 \%)}{100 \%};$$

$$10 = \frac{20 \cdot m_p(20 \%) + 5 \cdot m_p(5 \%)}{m_p(20 \%) + m_p(5 \%)};$$

$$10 \cdot m_p(20 \%) + 10 \cdot m_p(5 \%) = 20 \cdot m_p(20 \%) + 5 \cdot m_p(5 \%);$$

$$m_p(5 \%) = 2 \cdot m_p(20 \%);$$

$$\frac{m_p(20\%) }{m_p(5\%) } = \frac{1}{2}.$$

Следовательно, 20 % – *ного* раствора надо взять 1 весовую часть, а 5 % – *ного* 2 весовые части.

Задача 13. Закон объемных эквивалентов.

На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н. щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

Решение. По закону объемных эквивалентов вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах, а растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, т. е.

$$\frac{V_{(K)}}{V_{(Щ)}} = \frac{C_{H(Щ)}}{C_{H(K)}} \text{ или } V_{(K)}C_{H(K)} = V_{(Щ)}C_{H(Щ)}, \quad (14)$$

отсюда $50 \cdot C_{H(K)} = 25 \cdot 0,5$, значит $C_{H(K)} = \frac{25 \cdot 0,5}{50} = 0,25 \text{ н.}$

Титр. *Титром раствора называется* количество граммов растворенного вещества в 1 см³ (мл) раствора.

Зная нормальность раствора и эквивалент растворенного вещества, можно найти титр по формуле:

$$T = \frac{C_H \cdot m_e}{1000} \text{ (г / мл).}$$

Задача 14. Свойства растворов. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2 % – *го* водного раствора глюкозы C₆H₁₂O₆.

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (Δ*t*) по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражаются уравнением:

$$\Delta t = K \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}, \quad (15)$$

где *K* – криоскопическая или эбуллиоскопическая константы. Для воды они соответственно равны 1,86 и 0,52 градусов;

m_6 —масса растворенного вещества, г ;

M —молярная масса растворенного вещества, г/моль;

m_1 —масса растворителя, г.

Понижение температуры кристаллизации 2 %-го раствора $C_6H_{12}O_6$ наводим из формулы (15):

$$\Delta t = 1,86^\circ \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21^\circ.$$

Вода кристаллизуется при $0^\circ C$, следовательно, температура кристаллизации раствора $0^\circ C - 0,21^\circ C = -0,21^\circ C$.

Из формулы (15) находим и повышение температуры кипения 2 %-го раствора

$$\Delta t = 0,52^\circ \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06^\circ.$$

Вода кипит при $100^\circ C$, следовательно, температура кипения этого раствора $100 + 0,06 = 100,06^\circ C$.

Задача 15. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена.

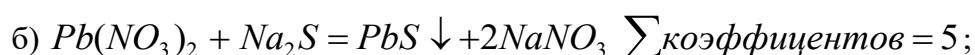
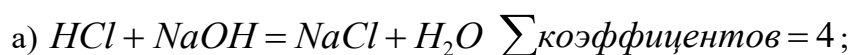
Ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакций обмена отражают состояние электролита в растворе. В этих уравнениях сильные растворимые электролиты, поскольку они полностью диссоциированы, записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые, слабодиссоциирующие и газообразные вещества, записывают в молекулярной форме.

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

Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) HCl и $NaOH$;

б) $Pb(NO_3)_2$ и Na_2S ; в) CH_3COOH и $NaOH$. Подсчитать сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном уравнениях.

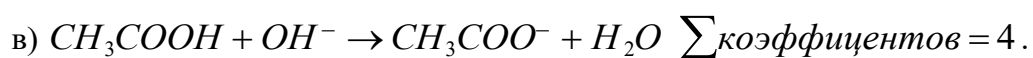
Решение. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:



в) $CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$ $\sum \text{коэффициентов} = 4$.

Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, т.к. в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H_2O), осадка (PbS), возможно и газа.

В реакции (в) два слабых электролита, так как реакции идут в сторону большего связывания ионов и вода более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды. Исключив одинаковые ионы из обеих частей равновесия, получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:



Задача 16. Окислительно-восстановительные реакции. *Окислительно-восстановительными* называют реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

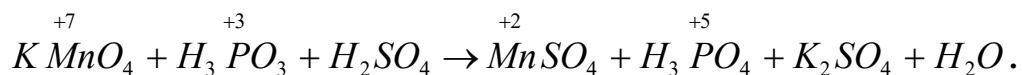
Под степенью окисления (n) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Процесс отдачи электронов называется *процессом окисления* и сопровождается повышением степени окисления. И, наоборот, процесс присоединения электронов называется *процессом восстановления* и сопровождается понижением степени окисления. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

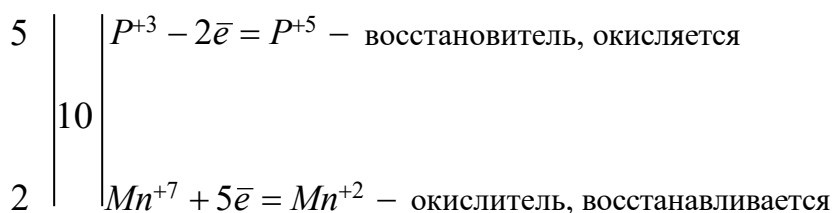
Например, $HNO_3 - N^{+5}$, $H_2SO_4 - S^{+6}$ — проявляют только окислительные свойства:
 $(NO_2) - N^{+4}$, $(SO_2) - S^{+4}$ — проявляют окислительные и восстановительные свойства;
 $(NH_3) - N^{-3}$; $(H_2S) - S^{-2}$ — проявляют только восстановительные свойства.

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице, изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус.

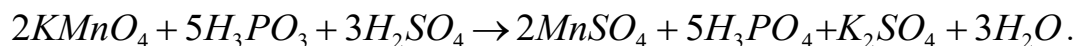
Составьте электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют свою степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Наименьшее общее кратное для отданных и принятых электронов – 10, разделив это число на 5, получаем коэффициент – 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид:



Задача 17. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта (Приложение А, таблица 4). Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л?

Решение. Электродный потенциал металла (φ) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{n} \lg C(Me^{+n}),$$

где φ° – стандартный электродный потенциал металла в растворе, В;

n – число электронов, принимающих участие в процессе;

$C(Me^{+n})$ – концентрация (при точных вычислениях активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л;

$$\varphi^\circ_{Ni^{+2}/Ni} = -0,25 \text{ В}; \quad \varphi^\circ_{Co^{+2}/Co} = -0,277 \text{ В}.$$

Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

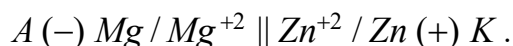
$$\varphi_{Ni^{+2}/Ni} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg \cdot 10^{-3} = -0,339 \text{ В};$$

$$\varphi_{Co^{+2}/Co} = -0,277 + \frac{0,059}{2} \lg \cdot 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

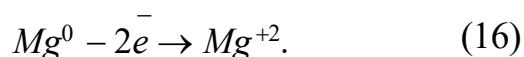
Таким образом, при измерении концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

Задача 18. Электрохимические гальванические элементы. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л . Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

Решение. Схема данного гальванического элемента:



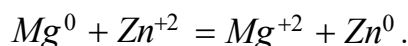
Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки – границу раздела между двух жидких фаз – пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньшее значение стандартного электродного потенциала – $(-2,37 \text{ В})$ и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



Цинк, значение стандартного электродного потенциала которого $0,763 \text{ В}$ – катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (16) и катодного (17) процессов:



Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть

потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л , то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$\mathcal{E}_{ДС}(E) = \varphi^{\circ} \text{Zn}^{+2} / \text{Zn} - \varphi^{\circ} \text{Mg}^0 / \text{Mg}^{+2} = -0,736 - (-2,37) = +1,607 \text{ В}.$$

Если E величина положительная, то такой гальванический элемент может работать.

Задача 19. Электролиз водных растворов и расплавов солей.

Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO_4 в течение 1 ч при силе тока 4 А?

Решение. Согласно объединенному закону Фарадея:

$$m = \frac{m_{\mathcal{E}} \cdot J \cdot t}{96500}, \quad (18)$$

где m – масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде, г ;

$m_{\mathcal{E}}$ – эквивалентная масса вещества, г / моль;

J – сила тока, А;

t – продолжительность электролиза, с .

Эквивалентная масса меди в CuSO_4 равна его молярной массе, деленной на валентность металла (B) и на число атомов металла в этой соли (n) , значит $M(\text{CuSO}_4) = 159,54 \text{ г / моль}$, деленной на 2 и равна $79,77 \text{ г / моль}$, подставив в формулу:

$$m(\text{CuSO}) = \frac{79,77 \cdot 3600}{96500} = 2,976 \text{ г}.$$

Задача 20. Вычислите эквивалентную массу металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества, и на катоде выделяется 11,742 г металла.

Решение. Из формулы (18) вычислим эквивалентную массу:

$$m_{\mathcal{E}} = \frac{m \cdot 96500}{J \cdot t}; \quad J \cdot t = Q = 3880 \text{ Кл} \text{ — количество электричества, тогда}$$

$$m_{\mathcal{E}} = \frac{11,742 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г / моль}.$$

Ответ: Эквивалентная масса металла равна $29,35 \text{ г / моль}$.

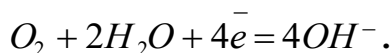
Задача 21. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии. *Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.*

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса:

анодный – окисление металла: $Me^0 + ne^- = M^{+n}$,

катодный – восстановление ионов водорода: $2H^+ + 2e^- = H_2$

или молекул кислорода, растворенного в воде:



Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральной и кислой средах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. Цинк имеет более электроотрицательное значение стандартного электродного потенциала ($-0,763\text{ В}$), чем кадмий

($-0,403\text{ В}$), поэтому он является анодом, а кадмий катодом.

Анодный процесс: $Zn^0 - 2e^- = Zn^{+2}$,

катодный процесс: в кислой среде $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$,

в нейтральной среде $O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$.

Так как ионы Zn^{+2} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $Zn(OH)_2$.

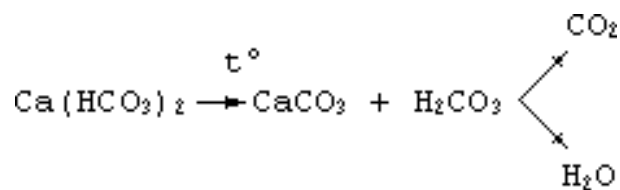
Задача 22. Жесткость воды и методы её умягчения.

Природная вода находится в непрерывном взаимодействии с окружающей средой, при этом вода растворяет различные органические и неорганические соединения, поэтому жесткость воды определяется содержанием в ней ионов $[Ca^{+2}]$, $[Mg^{+2}]$, количественно выражается в мг – экв/л: $Ж = [Ca^{+2}] + [Mg^{+2}]$.

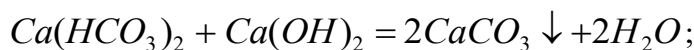
Различают: 1) карбонатную жесткость, обусловленную наличием $Mg(HCO_3)_2$ и $Ca(HCO_3)_2$, которые хорошо диссоциируют в воде на ионы $[Mg^{+2}]$, $[Ca^{+2}]$ и $[HCO_3^-]$
2) некарбонатную жесткость, обусловленную присутствием солей магния и кальция, образованных сильными кислотами ($CaCl_2$ и $MgSO_4$).

Существует ряд способов умягчения воды:

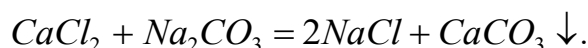
1. Карбонатную (временную) жесткость можно удалить термическим путем:



2. Метод известкования карбонатной жесткости:



3. Некарбонатную (постоянную) жесткость можно устранить с помощью реагента Na_2CO_3 (содовый метод):



Содовый метод приемлем для умягчения и карбонатной и некарбонатной жесткости.

Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна $4 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$?

Решение. Определим молярную массу CaSO_4 :

$$M(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 16 \cdot 4 = 136 \text{ г} / \text{моль}.$$

Эквивалентная масса соли CaSO_4 равна:

$$m_{\text{э}} = \frac{M(\text{CaSO}_4)}{B(\text{Ca}) \cdot n(\text{Ca})} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г} / \text{моль}.$$

По условию задачи в 1 м^3 воды содержится $4 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$, т. е.
 $4 \cdot 1000 = 4000 \text{ мг} - \text{экв} / \text{л}$.

$$\mathcal{J} = \frac{m}{m_{\text{э}} \cdot V}, \quad (19)$$

где m – масса вещества, обуславливающая жесткость воды или применяемая для устранения жесткости воды, мг ;

$m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса этого вещества, $\text{г} / \text{моль}$;

V – объем воды, л , см^3 , м^3 .

Из формулы (19) находим m (г):

$$m(\text{CaSO}_4) = \mathcal{K} \cdot \mathcal{E} \cdot V = 4 \cdot 1000 \cdot 68 = 272,28 \text{ г}.$$

343.3 Примерный календарный план выполнения контрольной работы

Приступая к выполнению контрольной работы, необходимо изучить рекомендуемую основную литературу по разделам задания и дополнительную, если в этом есть необходимость.

Задание выдается на первой неделе семестра. Примерный календарный план выполнения контрольной работы представлен в таблице 2.

Таблица 2 – Примерный календарный план выполнения контрольной работы

Этапы выполнения контрольной работы	Срок выполнения
Выдача задания на контрольную работу	1 неделя семестра
Сдача контрольной работы на проверку	13 неделя семестра
Доработка контрольной работы	14 неделя семестра
Защита контрольной работы	17 неделя семестра

4. Порядок защиты и ответственность за выполнение контрольной работы

Выполненная контрольная работа регистрируется на кафедре, затем выдается преподавателю на проверку.

При положительном заключении работы допускается к защите.

Порядок защиты следующий: студент обязан изложить сущность теоретического материала, умение применять формулы при решении задач, уравнивание окислительно-восстановительных реакций, запись электрохимических процессов, методы, применяемые для умягчения и обеззараживания воды, а также вопросы, связанные со спецификой строительных материалов.

При наличии замечаний контрольная работа возвращается на доработку студенту до защиты в соответствии с замечаниями преподавателя. При повторном представлении работы на проверку необходимо приложить и первоначальную работу. В случае, если к защите работа представлена без исправления замечаний преподавателя, студент получает «незачет».

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, возвращается студенту без проверки.

При затруднении в освоении дисциплины «Химия» студентам рекомендуется обращаться за консультацией на кафедру к ведущему преподавателю.

Оценка уровня выполнения контрольной работы, а также степени усвоения теоретического материала производится ведущим преподавателем. Оценка за работу выставляется недифференцированно – «зачтено» или «незачтено».

5 Список рекомендуемой литературы

5.1 Основная

1. Неорганическая химия: в 3-х т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова – Издание 30-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии / Под ред. Коровина Н. В. – М.: Высшая школа, 2003. – 225 с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. При участии Т. Е. Алексеевой, Н. Б. Платуновой, В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной, Т. Е. Хрипуновой. – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 240 с.
5. Коровин Н. В., Мигулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 2001.
6. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1998.-743 с.
7. Коровин Н. В. Общая химия: Учебник для технических направл. и спец. вузов. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. 520 с.
9. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.
10. Практикум по неорганической химии / Под ред. профессора В. П. Зломанова – М.: Издательство МГУ, 1994. – 320 с.

5.2 Дополнительная

1. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд., стер. – М.: Химия, 2000, 592 с.
2. Лидин Л. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Неорганическая химия в вопросах. – М.:Химия. 1991.
3. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа, 1991.

4. Степин Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии. – М.: Высшая школа, 1990.
5. Ленский А.С. Введение в биорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.
6. Зубович И. А. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1989. – 432 с.
7. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 288 с.
8. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Основы номенклатуры неорганических веществ. – М.: Химия, 1983.

Таблица А1 – Индивидуальные задания по вариантам

№ варианта	Номера задач											
1	1	60	61	86	141	145	191	210	212	242	270	300
2	2	59	62	87	140	146	190	209	213	243	271	301
3	3	58	63	88	139	147	189	208	214	244	272	302
4	4	57	64	89	138	148	188	207	215	245	273	303
5	5	56	65	90	137	149	187	206	216	246	274	304
6	6	55	66	91	136	150	186	205	217	247	275	305
7	7	54	67	92	135	151	185	204	218	248	276	306
8	8	53	68	93	134	152	184	203	219	249	277	307
9	9	52(а)	69	94	133	153	183	201	220	250	278	308
10	10	51	70	95	132	154	182	202	221	251	279	309
11	11	50	71	96	131	155	181	211	222	252	280	310
12	12	49	72	97	130	156	180	210	223	253	281	311
13	13	48	73	98	129	157	179	209	224	254	282	312
14	14	47	74	99	128	158	178	208	225	255	283	313
15	15	46	75	100	127	159	177	207	226	256	284	314
16	16	45	76	101	126	160	176	206	227	257	285	315
17	17	43	77	102	125	161	175	205	228	258	286	316
18	18	43	78	103	124	125	174	204	229	259	287	317
19	19	42	79	104	123	127	173	203	230	260	288	318
20	20	41	80	105	122	129	172	202	231	261	289	319
21	21	40	81	106	121	131	171	201	232	262	290	320
22	22	39	82	107	120	133	170	200	233	263	291	321
23	23	38	83	108	119	135	169	199	236	264	292	322
24	24	37	84	109	118	137	168	198	237	265	293	323
25	25	36	85	110	117	139	167	197	238	266	294	324
26	26	35	52(б)	87	116	141	166	196	239	267	295	325
27	27	34	65	90	115	140	165	195	240	268	296	326
28	28	33	66	92	114	144	164	194	241	269	297	327
29	29	32	67	94	113	143	163	193	235	260	298	328
30	30	31	68	96	112	142	162	192	233	255	299	329

Таблица А2 - Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ										ЭЛЕМЕНТОВ				
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII							
I	1	¹ H Водород 1,00797											² He Гелий 4,00226			
II	2	³ Li Литий 6,939	⁴ Be Бериллий 9,0122	⁵ B Бор 10,811	⁶ C Углерод 12,0115	⁷ N Азот 14,0067	⁸ O Кислород 15,9994	⁹ F Фтор 18,9984					¹⁰ Ne Неон 20,183			
III	3	¹¹ Na Натрий 22,9898	¹² Mg Магний 24,312	¹³ Al Алюминий 26,9815	¹⁴ Si Кремний 28,086	¹⁵ P Фосфор 30,9738	¹⁶ S Сера 32,064	¹⁷ Cl Хлор 35,453					¹⁸ Ar Аргон 39,948			
IV	4	¹⁹ K Калий 39,102	²⁰ Ca Кальций 40,08	²¹ Sc Скандий 44,956	²² Ti Титан 47,90	²³ V Ванадий 50,942	²⁴ Cr Хром 51,996	²⁵ Mn Марганец 54,938	²⁶ Fe Железо 55,847	²⁷ Co Кобальт 58,9332	²⁸ Ni Никель 58,71					
	5	²⁹ Cu Медь 63,546	³⁰ Zn Цинк 65,37	³¹ Ga Галлий 69,72	³² Ge Германий 72,59	³³ As Мышьяк 74,9216	³⁴ Se Селен 78,96	³⁵ Br Бром 79,904					³⁶ Kr Криптон 83,80			
V	6	³⁷ Rb Рубидий 85,47	³⁸ Sr Стронций 87,62	³⁹ Y Иттрий 88,905	⁴⁰ Zr Цирконий 91,22	⁴¹ Nb Ниобий 92,906	⁴² Mo Молибден 95,94	⁴³ Tc Технеций [99]	⁴⁴ Ru Рутений 101,07	⁴⁵ Rh Родий 102,905	⁴⁶ Pd Палладий 106,4					
	7	⁴⁷ Ag Серебро 107,868	⁴⁸ Cd Кадмий 112,40	⁴⁹ In Индий 114,82	⁵⁰ Sn Олово 118,69	⁵¹ Sb Сурьма 121,75	⁵² Te Теллур 127,60	⁵³ I Иод 126,9044					⁵⁴ Xe Ксенон 131,30			
VI	8	⁵⁵ Cs Цезий 132,905	⁵⁶ Ba Барий 137,34	⁵⁷ La* Лантан 138,81	⁷² Hf Гафний 178,49	⁷³ Ta Тантал 180,948	⁷⁴ W Вольфрам 183,85	⁷⁵ Re Рений 186,2	⁷⁶ Os Осмий 190,2	⁷⁷ Ir Иридий 192,2	⁷⁸ Pt Платина 195,09					
	9	⁷⁹ Au Золото 196,967	⁸⁰ Hg Ртуть 200,59	⁸¹ Tl Таллий 204,37	⁸² Pb Свинец 207,19	⁸³ Bi Висмут 208,980	⁸⁴ Po Полоний [210]	⁸⁵ At Астат 210					⁸⁶ Rn Радон [222]			
VII	10	⁸⁷ Fr Франций [223]	⁸⁸ Ra Радий [226]	⁸⁹ Ac** Актиний [227]	¹⁰⁴ Db Дубний [261]	¹⁰⁵ Lr Жолиотий [262]	¹⁰⁶ Rf Резерфордий [263]	¹⁰⁷ Bh Борий [262]	¹⁰⁸ Hn Ганий [265]	¹⁰⁹ Mt Мейтнерий [266]						
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄							
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR								
ЛАНТАНОИДЫ*		Ce 58 Церий 140,12	Pr 59 Празеодим 140,907	Nd 60 Неодим 144,24	Pm 61 Прометий [145]	Sm 62 Самарий 150,35	Eu 63 Европий 151,96	Gd 64 Гадолиний 157,25	Tb 65 Тербий 158,924	Dy 66 Диспрозий 162,50	Ho 67 Гольмий 164,930	Er 68 Эрбий 167,26	Tm 69 Тулий 168,934	Yb 70 Иттербий 173,04	Lu 71 Лютеций 174,97	
АКТИНОИДЫ**		Th 90 Торий 232,038	Pa 91 Протактиний [231]	U 92 Уран 238,03	Np 93 Нептуний [237]	Pu 94 Плутоний [242]	Am 95 Америций [243]	Cu 96 Кюрий [247]	Bk 97 Берклий [247]	Cf 98 Калифорний [249]	Es 99 Эйнштейний [254]	Fm 100 Фермий [253]	Md 101 Менделевий [256]	No 102 Нобелий [255]	Lr 103 Лоуренсий [257]	

Таблица А3 – Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	--	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	--	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be ²⁺	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd ²⁺	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	--	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	р	н	+	р	р	--	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	--	--	--	р	н	--	р	н	н	--	р
Hg ²⁺	м	р	р	--	р	+	н	+	--	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	--	н	н	м	н	+	--	н	--	н
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	--	+	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn ²⁺	+	+	--	--	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Tl ⁺	м	р	р	р	м	р	н	р	р	м	н	м
Zn ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Ион	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
NH ₄ ⁺	-	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P
Na/K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	M
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co/Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg ²⁺	-	-	P	M	H	H	H	P	P	H	H	-	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag ⁺	-	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P
Ион	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻

Обозначения: p – хорошо растворимый, m – малорастворимый, h – практически нерастворимый, + - полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, -- - не существует, ? - данные о растворимости отсутствуют.

Таблица А4 – Стандартные электродные потенциалы (φ°) некоторых металлов (ряд напряжений)

ЭЛЕКТРОД	φ° , В	ЭЛЕКТРОД	φ° , В
Li^+ / Li	-3,045	Cd^{+2} / Cd	-0,403
Rb^+ / Rb	-2,925	Co^{+2} / Co	-0,277
K^+ / K	-2,924	Ni^{+2} / Ni	-0,25
Cs^+ / Cs	-2,923	Sn^{+2} / Sn	-0,136
Ba^{+2} / Ba	-2,90	Pb^{+2} / Pb	-0,127
Ca^{+2} / Ca	-2,87	Fe^{+2} / Fe	-0,037
Na^+ / Na	-2,714	$2H^+ / H$	-0,000
Mg^{+2} / Mg	-2,37	Sb^{+3} / Sb	+0,20
Al^{+3} / Al	-1,70	Bi^{+3} / Bi	+0,215
Ti^{+2} / Ti	-1,603	Cu^{+2} / Cu	+0,34
Zr^{+4} / Zr	-1,58	Cu^+ / Cu	+0,52
Mn^{+2} / Mn	-1,18	Hg^{+2} / Hg	+0,79
V^2 / V	-1,18	Ag^+ / Ag	+0,80
Cr^{+2} / Cr	-0,913	Hg^{+2} / Hg	+0,85
Zn^{+2} / Zn	-0,763	Pt^{+2} / Pt	+1,19
Cr^{+3} / Cr	-0,74	Au^{+3} / Au	+1,50
Fe^{+2} / Fe	-0,44	Au^+ / Au	+1,70

Таблица А5 – Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величин	Единицы измерения	Обозначение	Форма записи
Количество вещества	<i>моль</i>	ν (<i>ню</i>)	$\nu(H_2S) = 1,6 \text{ моль}$
Масса вещества	<i>мг, г, кг</i>	m	$m(CaO) = 1,6 \text{ кг}$ $m(CaO) = 0,5 \text{ г}$
Молярная масса	<i>г / моль, кг / моль</i>	M	$M(CO_2) = 44 \text{ г / моль}$ $M(Ca) = 40 \text{ кг / моль}$
Молярный объем	<i>л / моль, м³ / моль</i>	V_m	$V_m = 22,4 \text{ л / моль} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 / \text{моль}$
Объем вещества раствора	<i>л, м³, мл</i>	V	$V(H_2) = 10 \text{ л}$ $V(HCl) = 0,2 \text{ м}^3$
Плотность вещества, раствора	<i>г / мл, г / см³, кг / м³</i>	ρ (<i>ро</i>)	$\rho(H_2O) = 1 \text{ г / мл}$ $\rho(KOH) = 1062 \text{ кг / м}^3$
Относительная плотность	безразмерная	D	$D_{H_2} = 22$
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r	$A_r(Ca) = 40$ $A_r(C) = 12$
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r	$M_r(CaO) = 56$ $M_r(O_2) = 32$
Массовая доля растворенного вещества, элемента в соединении	безразмерная или в %	ω (<i>омега</i>)	$\omega(KOH) = 0,45$ $\omega(C) = 80\%$
Выход вещества Объемная доля	безразмерная или в %	η (<i>эта</i>) ϕ (<i>фи</i>)	$\eta(NH_3) = 25\%$ $\phi(CH_4) = 0,98 \text{ или } 98\%$

Таблица А6 – Физические постоянные, используемые при решении задач

Абсолютный нуль температуры 273, °C	Постоянная Авогадро, $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$	Постоянная Фарадея, $9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Нормальная атмосфера 760 мм рт. ст. или 101325 Па	Универсальная газовая постоянная $8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ или $0,082 \text{ л} \cdot \text{атм} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{град}^{-1}$	Стандартный молярный объем идеального газа при н. у. (0° C, 1 атм) $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}$

Таблица А7 – Константы и степени диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации	Степень диссоциации в 0,1 н. растворе, %
1	2	3	4
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 4,0 \cdot 10^{-4}$	6,4
Аммиак (гидроксид)	NH_4OH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3
Муравьиная кислота	$HCOOH$	$K = 1,76 \cdot 10^{-4}$	4,2
Борная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Фосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$	27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	20,0
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	0,07
Циановодородная кислота	HCN	$K = 7,2 \cdot 10^{-10}$	0,09
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$	0,17
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$	1,3
Фтороводородная кислота	HF	$K = 7,2 \cdot 10^{-4}$	8,5
Хлорноватистая кислота	$HClO$	$K = 3,0 \cdot 10^{-8}$	0,05

Таблица А8 – Названия соединений

Техническое название	Название по номенклатуре	Химические Формулы
Бишофит	Хлорид магния 6-ти водный	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Мочевина	Карбомит	$CO(NH_2)_2$
Каустический магнезит	Оксид магния (II)	MgO
Литопон (белая краска)	Сульфид цинка	ZnS
Магнезит	Карбонат магния	$MgCO_3$
Оконное стекло	Силикат натрия	Na_2SiO_3
Поташ	Карбонат калия	K_2CO_3
Свинцовые белила	Основной карбонат свинца (II)	$Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$
Фибролитовая плита	Фторид натрия	NaF

