

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

СПЕЦИАЛЬНЫЕ РАЗДЕЛЫ ХИМИИ

Методические указания по выполнению практических занятий

Направление подготовки 03.03.02 Физика

Направленность (профиль)

«Фундаментальная и прикладная физика»

**Ставрополь
2026**

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 невытой.

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 практического занятия 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 к 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.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 1

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.

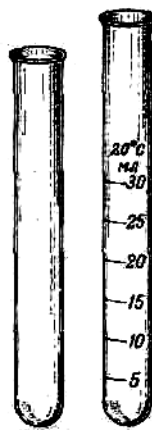


Рисунок 1.1 – Простая и градуированная пробирки

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 бутылку 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 укрепленными 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 объема 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.

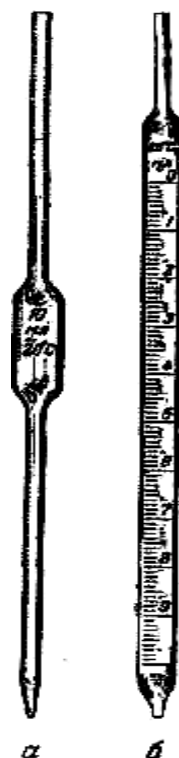


Рисунок 1.11 – Пипетки: *а* – простая (пипетка Мора), *б* - градуированная

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.

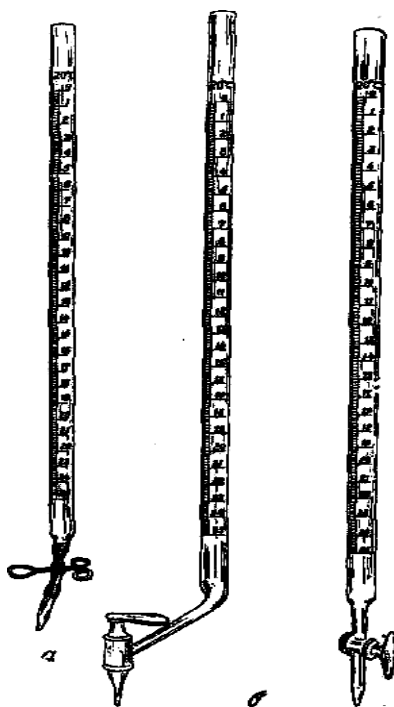


Рисунок 1.13 – Бюретки объемные

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).

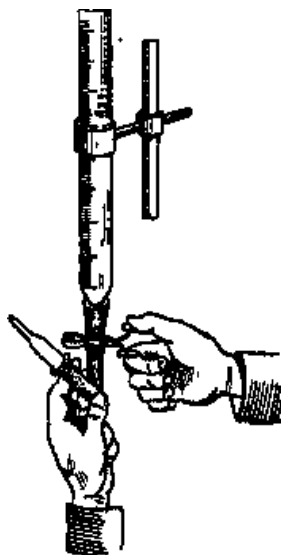


Рисунок 1.15 – Удаление воздуха из кончика бюретки

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.

Вопросы для защиты работы

Специфика данной работы предполагает только оформление отчета

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2]

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 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 моль 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 $\text{г} / \text{моль}$.

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:

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

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

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

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

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

M — молярная масса соединений, $\text{г} / \text{моль}$.

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

Эквивалентным объёмом Э_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. практическое занятие 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт проводится в приборе состоящем из бюретки вместимостью 100 мл, уравнительного 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 уравнительного сосуда, поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке точно до метки «0». Закрывать зажим и испытать прибор на герметичность, для чего опустить уравнительный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепить его. При опускании уравнительного 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 уравнительный сосуд, наклонить штатив и перелить кислоту в колено, где находится металл. Тотчас начинается выделение H_2 и вытеснение воды из бюретки в уравнительный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 мин, чтобы газ в приборе принял температуру окружающей среды. Привести воду в бюретке и уравнительном 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 практического занятия

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 $1,3 \text{ г}$ гидроксида металла получается $2,85 \text{ г}$ 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 $H.Y.$ эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление $1,017 \text{ г}$ его оксида израсходовалось $0,28 \text{ л}$ водорода ($H.Y.$).

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 $2,48 \text{ г}$ оксида одновалентного металла содержится $1,84 \text{ г}$ металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при $H.Y.$ эквивалентный объем кислорода? На сжигание $1,5 \text{ г}$ двухвалентного металла требуется $0,69 \text{ л}$ кислорода ($H.Y.$). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

16. Из $3,31 \text{ г}$ нитрата металла получается $2,78 \text{ г}$ 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 $1,2\text{ г}$ оксида металла водородом образовалось $0,27\text{ г}$ 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 $39,0\%$ серы, эквивалент которой $16,0\text{ г/моль}$ и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества.

Литература

[Основная литература 1, 3, дополнительная литература 2]

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 3

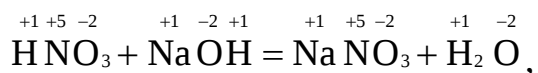
ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

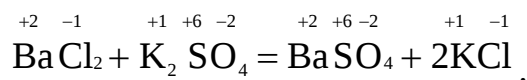
Цель и содержание

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

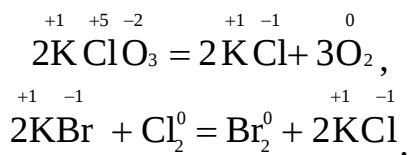
Теоретическое обоснование

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 :

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

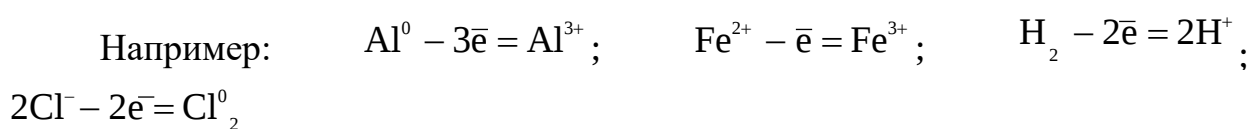
$$\text{Аналогично для } \text{H}_2\text{S}: +1 \cdot 2 + X = 0, X = -2.$$

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.

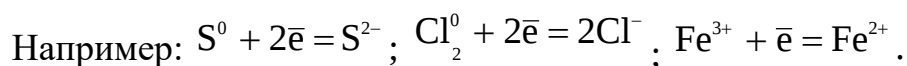
Окислительно-восстановительные реакции – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике.

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.

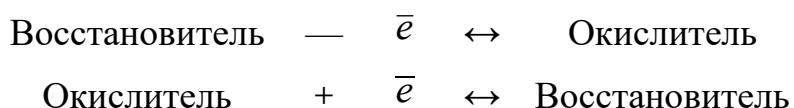
Так как атомы или ионы входят в состав определенных веществ, то и

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 NO_3^- , NO_2 , SO_2 , SO_3^{2-} , 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^{2-} , MnO_2 , $Cr_2O_7^{2-}$, CrO_3 , PbO_2 , HNO_3 и ее соли, H_2SO_4 , ClO_3^- 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

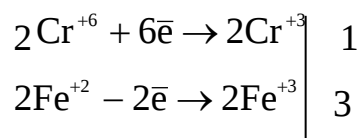
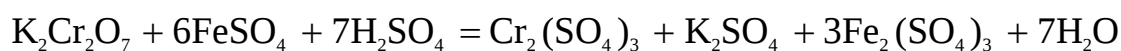
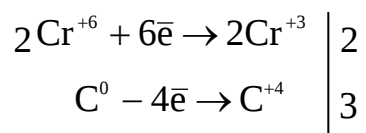
4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:



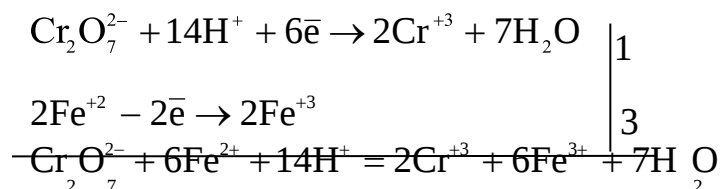
Причем, число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

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

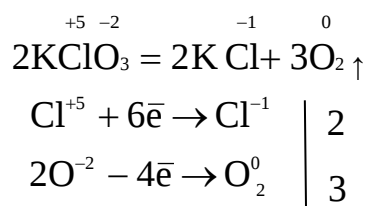
Межмолекулярные окислительно-восстановительных реакции это реакции, в которых ион-окислитель и ион-восстановитель находятся в разных веществах. Например,

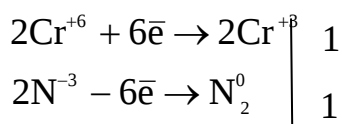
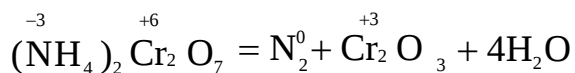
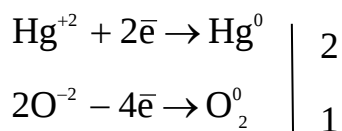
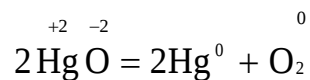


Или в ионной форме:

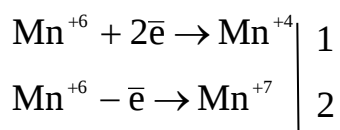


Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции имеют место там, где атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в молекуле одного вещества. Например:

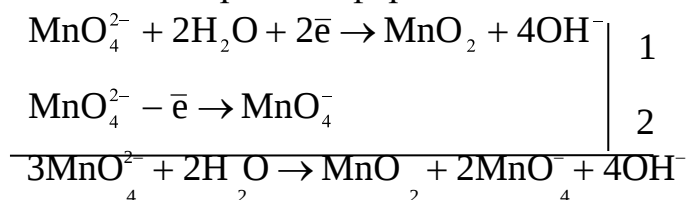




В реакциях самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования) окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления :



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 $2F^- = F_2 + 2e^-$, $E^\circ_{2F^-/F_2} = +2,87 \text{ В}$,

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:

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

где E° – 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. практическое занятие 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 нитрита 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) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
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 добавьте по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до характерного изменения окраски растворов.

Запись данных опыта. Как меняется окраска раствора во 2-й

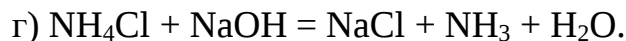
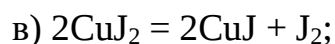
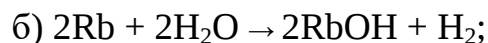
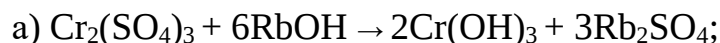
пробирке? Какое соединение в виде осадка образовалось в 3-й пробирке? Какой ион придает раствору такую окраску? Как изменилась окраска раствора в четвертой пробирке?

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?

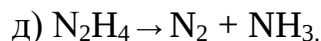
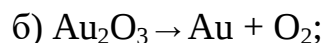
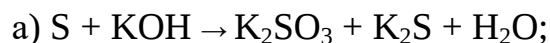
Вопросы для защиты практического занятия

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:

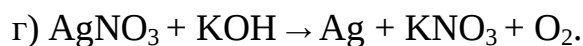
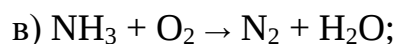
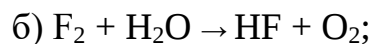
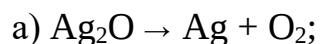


7. Среди приведенных превращений укажите реакции диспропорционирования:

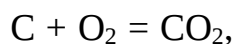
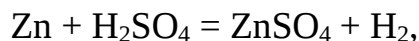
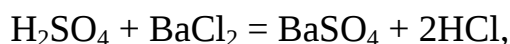
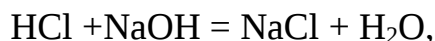


8. До каких продуктов может быть окислена вода: а) O_2 и H^+ ; б) до OH^- и H_2 ; в) до 2OH^- ?

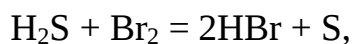
9. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции восстановителя:

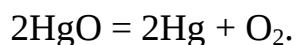


10. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



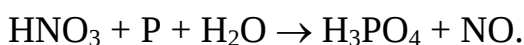
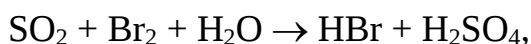
11. Указать, какие атомы является окислителем и какие восстановителем в реакциях:



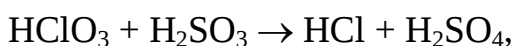


12. Указать, какие из приведенных ниже атомов и ионов могут являться: а) только восстановителями, б) только окислителями, в) как восстановителями, так и окислителями: K^+ , Cl^- , S^{-2} , S^{+6} , S^{+4} , N^{+3} , N^{+4} , N^{+5} , N^{-3} .

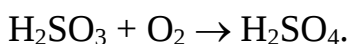
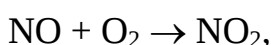
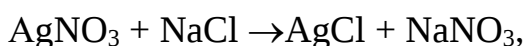
13. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях:



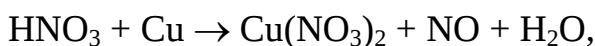
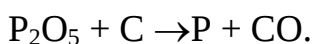
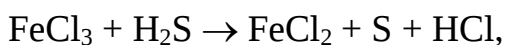
14. Определить окислитель и восстановитель в реакциях:



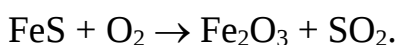
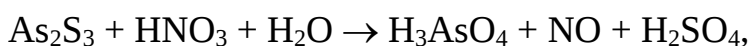
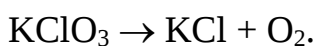
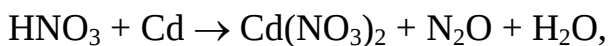
15. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



16. Найти коэффициенты в следующих уравнениях:

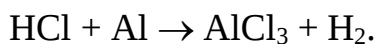


17. Указать, что является окислителем, а что восстановителем в реакциях:

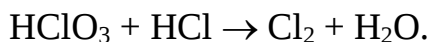
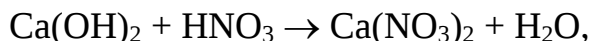
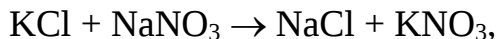
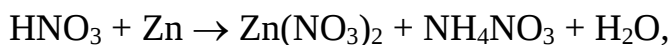


18. Уравнять реакции методом электронного баланса:



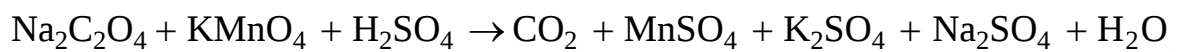


19. Какие из данных реакций являются окислительно-восстановительными:



20. Какова степень окисления фосфора в соединениях: H_3PO_4 ; P_2O_4 ; H_3PO_3 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$.

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+} , J^- ?

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 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; PH_3 ? Ответ поясните.

Литература

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