МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Определение молярной массы эквивалента металла**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 2

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Таутиева М.А., к.х.н., доцент Новикова А.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 Ф.И.О.

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

Количества элементов, входящих в состав химических соединений, находятся между собой в определённых и постоянных отношениях (закон постоянства состава). Эти отношения соответствуют их эквивалентам, т.е. с одним эквивалентом любого элемента соединяется один эквивалент другого элемента. В этом состоит суть закона эквивалентов. **Эквивалент элемента** – это такое его количество, которое может при химических реакциях присоединять или замещать 1 моль атомов водорода или ½ моль атомов кислорода. Масса одного эквивалента, выраженная в граммах, называется эквивалентной массой (*mЭ*) или молярной массой эквивалента. Молярная масса эквивалента водорода *mЭ* = 1 г, молярная масса эквивалента кислорода *mЭ* = 8 г. Эквивалентным объёмом называется объём, который занимает при данных условиях 1 эквивалент рассматриваемого вещества.

Например, при нормальных условиях эквивалентный объём водорода равен 11,2 л, эквивалентный объём кислорода – 5,6 л.

При экспериментальном определении эквивалента следует учесть, что согласно закону эквивалентов все вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам, т.е. с одним эквивалентом какого-либо элемента или вещества взаимодействует один эквивалент другого элемента или вещества. Соответственно, с одной эквивалентной массой или одним эквивалентным объёмом какого-либо вещества взаимодействует одна эквивалентная масса или один эквивалентный объём другого вещества. Так, например, один эквивалент металла вытесняет из кислоты 11,2 л водорода (н.у.). Экспериментальное определение эквивалентов элемента может быть проведено различными методами.

**Теоретическая часть**

Химический эквивалент представляет собой одну из важнейших характеристик химического элемента. Экспериментально установлено, что различные вещества реагируют друг с другом в определенных количественных соотношениях. Так, содержание водорода в воде составляет 11,11%, кислорода – 88,89 %. Это означает, что они реагируют между собой в массовом соотношении 1: 8, а в молярном соотношении 2 : 1. Эти количества равноценны (эквивалентны) по отношению друг к другу.

*Эквивалентом элемента ( Э ) называют такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.* Например, в соединении водорода с кислородом – воде ( Н2О) – на 1 моль атомов приходится, как видно из формулы соединения, $\frac{1}{2} $ моля атомов кислорода. Следовательно, эквивалент кислорода равен $\frac{1}{2}$ моля атомов кислорода. В соединении водорода с азотом NH3 – на 1 моль атомов водорода приходится $\frac{1}{3}$ моля атомов азота, следовательно, эквивалент азота в этом соединении равен $\frac{1}{3}$ моля атомов азота.

При определении эквивалента элемента необязательно исходить из его соединения с водородом. Эквивалент можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент которого известен.

При расчетах используется эквивалентная масса *Мэ* – масса одного эквивалента. Она имеет размерность *г/экв*. В приведенных выше соединениях (Н2О, NH3) эквивалентные массы будут

*Мэ* (Н) = 1 *г/экв*, *Мэ* (О) = 16 : 2 = *8 г/экв*, *Мэ* (N) = 14 : 3 = 4,67 *г/экв*.

Поскольку эквивалент измеряется в молях, то часто используется размерность *г/моль*.

Эквивалентная масса элемента связана с мольной (атомной) массой элемента. Она равна мольной (атомной) массе, деленной на валентность элемента в данном химическом соединении.

***Мэ (элемента) =*** $\frac{мольная масса}{валентность}= \frac{А}{В}$.

Эквивалентная масса может быть переменной величиной, так как зависит от валентности элемента в различных соединениях. Например, эквивалентная масса серы в разных соединениях:

***а)*** сероводороде H2S *Мэ* (S) = 32 : 2 = 16 *г/экв*;

***б)*** оксиде серы (IV) SO2 Мэ (S) = 32 : 4 = 8 *г/экв*;

***в)*** оксиде серы (VI) SO3 Мэ (S)= 32 : 6 = 5,3 *г/экв*.

Понятие об эквивалентах и эквивалентной массе распространяется и на сложные соединения (оксиды, кислоты, основания, соли). *Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или с одним эквивалентом любого другого элемента.*

Эквивалентная масса сложного вещества может иметь различные значения в зависимости от характера реакции, в которую вступает данное вещество, и от того, какой продукт при этом образуется.

Эквивалентная масса кислоты *Мэ* (кислоты) равна молярной массе кислоты, деленной на основность кислоты (число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл).

***Мэ (кислоты) =*** $\frac{молярная масса кислоты}{основность кислоты в реакции}$.

 Например, эквивалентная масса кислоты в реакции

H2SO4 + KOH = KHSO4 + H2O;

*Мэ* (Н2SO4) = $\frac{М}{1}$ = 98 *г/экв*,

а в реакции

H2SO4 + Mg = MgSO4

эквивалентная масса той же кислоты вдвое меньше, так как в этой реакции замещено два катиона водорода:

*Мэ* (H2SO4) = $\frac{М}{2}$ = 49 *г/экв*.

Эквивалентная масса основания *Мэ*(основания) равна молярной массе основания, деленной на кислотность этого основания (число гидроксогрупп, замещенных на кислотный остаток).

***Мэ (основания) =*** $\frac{молярная масса основания}{кислотность основания}$.

 Например, эквивалентная масса основания Mg(OH)2 в реакции Mg(OH)2 + HСl = MgOHCl + H2O;

*Мэ* (Мg(OH)2) = $\frac{М}{1}$ = 58 *г/экв*,

а в реакции

Mg(OH)2 + 2HCl = MgCl2 + 2H2O

эквивалентная масса того же основания в два раза меньше

*Мэ* (Мg(OH)2) = $\frac{М}{2}$ = 29 *г/экв*.

Эквивалентная масса соли *Мэ*(соли) равна молярной массе соли, деленной на произведение валентности металла (*ВМе*) на число его атомов (*n*).

***Мэ(соли)  =*** $\frac{молярная масса соли}{В\_{Ме }∙ n} $.

Например,

 Мэ (Na2SO4) = $\frac{M}{1 ∙ 2}$ = 71 *г/экв*.

Эквивалентная масса оксида равна молярной массе оксида, деленной на произведение валентности элемента ( *Вэл*) на число его атомов (*n*).

***Мэ (оксида) =*** $\frac{молярная масса оксида}{В\_{эл } ∙ n}$.

Например,

*Мэ* (Al2O3) = $\frac{M}{3 ∙ 2}$ = 17 *г/экв.*

Молярную массу эквивалента любого сложного соединения можно определить по сумме эквивалентных масс составляющих его частиц. Например:

***а)*** молярная масса гидроксида натрия равна сумме молярных масс эквивалентов металла и гидроксогруппы, т.е.

 *Мэ* (основания) = *Мэ* (металла) + *Мэ* (гидроксогруппы);

 *Мэ* (NaOH) = *Mэ*(Na+) + *Mэ* (OH-) = 23 + 17 = 40 *г/экв* ;

***б)*** эквивалентная масса кислоты равна сумме эквивалентных масс водорода и кислотных остатков

*Мэ* (кислоты) = *Мэ* (Н+) + *Мэ* (кислотного остатка);

*Мэ* (H2SO4) = *Мэ* (Н+) + *Мэ* (S$О\_{4}^{2-}$) = 1 + 48 = 49 *г/экв*;

***в)*** эквивалентная масса солиравна сумме эквивалентных масс металла и кислотного остатка

*Мэ* (соли) = *Мэ* (металла) + *Мэ* (кислотного остатка);

*Мэ* (Al2(SO4)3) = *Мэ* (Al3+) + *Mэ* (S$0\_{4}^{2- }$) = $\frac{27}{3}$ + $\frac{96}{2}$ = 57 *г/экв*;

***г)*** эквивалентная масса оксида равна сумме эквивалентных масс кислорода и элемента

*М*э (оксида) = *Мэ* (элемента*)* + *Мэ* (кислорода);

*Мэ*(МgO) = *Mэ*(Mg2+) + *Mэ* (О2-) = $\frac{24}{2}$ + $\frac{16}{2}$ = 20 *г/экв*.

**Закон эквивалентов (Рихтер, 1792 г.)**

*Химические элементы (сложные соединения) соединяются или замещают друг друга в весовом соотношении, равном отношению их эквивалентных масс*

$\frac{m\_{1}}{m\_{2}}$ ***=*** $\frac{M\_{Э1}}{M\_{Э2}}$ или $\frac{m\_{1}}{М\_{Э1}}$ ***=*** $\frac{m\_{2}}{М\_{Э2}}$,

где *m1* и *m2* – массы реагирующих веществ (г, кг, %).

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, закон эквивалентов записывается следующим образом:

 $\frac{m\_{1}}{М\_{Э1}}$ ***=*** $\frac{V\_{2}}{V\_{Э2}}$,

где *m1* и *Мэ1* – масса и эквивалентная масса твердого или жидкого вещества; *V2* и *Vэ2* – объем и молярный объем эквивалента газообразного вещества;

Vэ – молярный объем эквивалента газа (эквивалентный объем) при нормальных условиях. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Так как масса моля водорода равна 2 г, а масса эквивалента – 1 г, то эквивалентный объем водорода будет в два раза меньше молярного, т.е. Vэ (Н) = 22,4 : 2 = 11,2 *л/экв.*

Молярная масса кислорода 32 *г/ моль* соответствует объему 22,4 л. Т.к. эквивалентная масса кислорода – 8 *г/экв*, то его эквивалентный объем

Vэ (О) = 22,4 : 4 = 5,6 *л/экв*;

 ***Vэ =*** $\frac{М\_{Э ∙ }V\_{М}}{М}$ .

**Экспериментальное определение эквивалентных масс**

Экспериментально эквивалентные массы соединений могут быть определены несколькими способами:

***а)*** метод прямого определения:

4Al + 3O2 = 2Al2O3;

 $\frac{m\_{(Al)}}{М\_{Э(Al)}}$ = $\frac{m\_{(O)}}{М\_{Э(O)}}$ ;

***б)*** аналитический метод:

– эквивалентная масса определяется по данным анализа, когда известен количественный состав соединения данного элемента с другим элементом, эквивалентные масса или объем которого известны.

Например, известно, что в хлориде соответствующего металла содержится 20,2 % ( по массе) металла, эквивалентная масса хлора 35,5 г/экв. Нужно определить эквивалентную массу металла.

$\frac{m\_{(Ме)}}{М\_{Э(Ме)}}$ = $\frac{m\_{(Cl)}}{М\_{Э(Cl)}}$ , где m (Cl) = 100 – m (Ме);

***в)*** электрохимический метод:

– химический эквивалент определяется на основе закона Фарадея, согласно которому 96500 Кл электричества выделяют из электролита при электролизе один эквивалент вещества. Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

*m =* $\frac{Э ∙I ∙ t}{F} $*,*

где *m* – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества;

*Э* – эквивалент (эквивалентная масса); *I* – сила тока; *t* – время; *F* – постоянная Фарадея ( 96500 Кл/ моль);

***г)*** определение эквивалента вещества в реакциях обмена (методом титрования);

***д)*** метод вытеснения:

– он применим к металлам, растворяющимся в кислотах или в гидроксидах щелочных металлов с выделением водорода. Тогда эквивалентная масса определяется по указанному ранее соотношению:

$\frac{m\_{1}}{М\_{Э1}}$ = $\frac{V\_{2}}{V\_{Э2}}$ .

Существуют и другие методы.

**Примеры решения задач**

 ***Пример 1.*** Элемент образует гидрид, где его массовая доля 75%. Определите эквивалентную массу элемента.

 *Решение.* Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает его в химических реакциях. Массу одного моля эквивалента элемента называют молярной массой эквивалента. Эта задача решается на основе закона эквивалентов, согласно которому химические элементы (сложные вещества) соединяются между собой или замещают друг друга в количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов.

 Вычислим массовую долю водорода в гидриде

 w (Э) = 100% - 75% = 25%.

 Согласно закону эквивалентов m(Эл) / m(H) =MЭ(Эл) / MЭ(H) . При образовании 100 г гидрида 25 г водорода соединяются с 75 г элемента. Исходя из этого

 MЭ(Эл) = 1 *г/моль* ´ 75 *г* / 25 *г* = 3 *г/моль*.

 ***Пример 2.*** При сгорании 15 г металла образуется 28,32 г оксида металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

 *Решение.* Эквивалентная масса кислорода MЭ (О) = 8 г/моль. Масса кислорода в оксиде m (O) = 28,32 - 15,00 = 13,32 г. Тогда согласно закону эквивалентов:

 MЭ(Ме) = МЭ(О) ´ m(Me) / m (O) = 8 *г/моль* ´ 15*г* / 13,32 *г* = 9 *г/моль*.

 ***Пример 3.*** Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 1,168 г его вытеснили из кислоты 438 мл водорода, измеренного при 17оС и давлении 98642 Па.

 *Решение.* Приведем объем вытесненного водорода к нормальным условиям, воспользовавшись объединенным газовым уравнением

$\frac{V\_{0 }∙ P\_{0}}{T\_{0}}$ = $\frac{V ∙ P}{T}$,

V0 = P ´ V ´ Т0 / P0 ´ Т = 98642 ´ 438 ´ 273 / 1,013 ´ 10 5 ´ 298 = 401,5 мл.

 Эквивалентный объем водорода VЭ ( H2 ) = 11,2 *л/моль* при нормальных условиях, поэтому

 m(Me) / V (H2) = MЭ (Ме) / VЭ (H2) ;

MЭ (Me) = 1,168 *г* ´ 11,2 *л/моль* / 0,4015 *л* = 32,58 *г/моль*.

 ***Пример 4.*** На нейтрализацию 0,471 г фосфористой кислоты израсходовано 0,644 г KOH. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

 *Решение.* Эквивалентная масса КОН равна ее молярной массе, так как основание содержит одну гидроксогруппу и составит MЭ (КОН) =56 г/моль. Тогда согласно закону эквивалентов:

 m (кислоты) / m (КОН) = MЭ (кислоты) / MЭ (КОН) ;

 MЭ (кислоты) = 56 *г/моль* ´ 0,471 *г* / 0, 644 *г* = 40, 96 *г/моль*.

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

**Цель работы:**

ознакомление с понятием эквивалента вещества и методикой расчета, связанной с законом эквивалентов

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме лабораторной работы
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

¾ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

¾ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

¾ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,- достоверность полученных данных,- правильность статистической обработки массива экспериментальных данных- наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)- логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы  | - правильность и полнота ответов, их обоснованность- анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения- правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

Лабораторная посуда: пробирки. химические стаканы;

Химические реактивы: Мg металлический, 2 н H2SO4;

Химическое оборудование: установка по определению химического эквивалента металла, барометр, термометр

**Порядок выполнения работы**

**Определение химического эквивалента (эквивалентной массы)**

**металла методом вытеснения**

Этим методом можно определить эквиваленты активных металлов (Mg, Al, Cr, Mn, Zn и др.), способных вытеснять водород из разбавленных кислот.

Определение химического эквивалента металла производится в приборе (см. рисунок), состоящем из бюретки с делениями (1), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой (2) и пробиркой (3), содержащей в себе стеклянную капсулу (4). Бюретка и пробирка плотно закрываются пробками. Система заполнена водой.

***1.*** Перед началом опыта следует аккуратно отсоединить пробирку (3) от пробки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на любом делении ниже 0.

***2.*** Получить у лаборанта навеску металла 0,02 г и аккуратно высыпать ее в капсулу.

***3.*** Налейте в пробирку 2н раствор серной кислоты так, чтобы уровень ее не превышал высоты капсулы. Капсулу с металлом аккуратно опустить в пробирку, не допуская преждевременного попадания кислоты на металл. Затем пробирку присоединить к бюретке, для чего пробку слегка смочить водой.

***4.*** Прежде чем проводить опыт, прибор необходимо проверить на герметичность. Для этого воронку поднять вверх. Сначала уровень воды в бюретке слегка поднимется, а затем должен оставаться без изменения. Если в течение 1-2 минут наблюдается неподвижность уровня воды в бюретке, то можно считать, что прибор герметичен. В противном случае нужно плотнее вставить пробки в пробирке и бюретке. Убедившись в герметичности прибора, возвратить воронку в исходное положение, чтобы вода в бюретке и воронке была на одном уровне. Отметить уровень воды в бюретке V1 и записать его числовое значение. Отсчет в бюретке нужно производить по нижней части водного мениска с точностью до 0,1 мл.

***5.*** Затем пробирку наклонить таким образом, чтобы кислота прошла в капсулу и попала на металл. Наблюдать выделение водорода в результате взаимодействия металла с кислотой. Написать уравнение реакции. В ходе реакции выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки в воронку. Когда весь металл растворится и понижение уровня воды в бюретке прекратится, дать пробирке охладиться до комнатной температуры. Затем, опустив воронку, привести положение воды в бюретке и воронке к одному уровню, чтобы давление внутри прибора было равно атмосферному.

***6.*** Отметить и записать уровень воды в бюретке V2. Разность уровней будет равна объему выделившегося водорода.

***7.*** Записать показания термометра, барометра и давление водяных паров при температуре опыта (таблица) .

**Таблица 1. Давление насыщенных водяных паров при различных температурах**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| t, oC | Давление, | t,o C | Давление, |
|  | кПа | мм рт. ст. |  | кПа | мм рт.ст. |
| 0246810121415161718 | 0,610,710,810,941,071,231,401,591,701,821,942,06 | 4,585,296,107,018,049,2110,5111,9812,7813,6314,5215,47 | 192021222324252627282930 | 2,202,342,492,642,812,983,173,363,653,784,004,24 | 16,4717,5318,6419,8221,0622,3723,7525,2026,7328,3430,0331,81 |

**Таблица 2. Данные опыта по определению эквивалента магния**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1 | Уровень воды в бюретке до проведения реакции V1, мл |  |
| 2 | Уровень воды в бюретке после проведения опыта V2, мл |  |
| 3 | Объём выделившегося водорода , мл |  |
| 5 | Масса магния *mMg*, г |  |
| 6 | Температура опыта t°, $℃$ |  |
| 8 | Атмосферное давление *Pатм*, мм рт. ст. (кПа) |  |
| 9 | Парциальное давление насыщенных водяных паров при температуре опыта , мм рт. ст. (кПа) |  |
| 10 | Парциальное давление водорода , мм рт. ст. (кПа) |  |
| 11 | Эквивалент магния, рассчитанный по табличной атомной массе (Мэ (Мg)*теор*.)  |  |
| 12 | Эквивалент магния, рассчитанный по данным опыта (*Мэ* (Мg)оп) |  |
| 13 | Относительная ошибка определения (*Аотнос*.). |  |

***Расчетная часть***

***а)*** найденный объем водорода $V\_{H\_{2}}$ необходимо привести к нормальным условиям. Нужно вычислить $V\_{0\_{H\_{2}}}$ с точностью до 0,1. При этом надо учесть, что водород, собранный над водой, содержит водяной пар, давление газа в бюретке, равное атмосферному, складывается из парциальных давлений водорода $P\_{H\_{2}}$ и паров воды $P\_{H\_{2}O пар}$.

 Ратм = $Р\_{Н\_{2}}$ +  , откуда $Р\_{Н\_{2}}$ = Ратм - .

Приведение газа к нормальным условиям производится на основании уравнения состояния идеального газа, объединяющего законы Бойля - Мариотта и Гей - Люссака:

$\frac{V\_{0 }∙ P\_{0}}{T\_{0}}$ = $\frac{V ∙ P}{T}$, откуда $ V\_{0\_{H2}}= \frac{V\_{H2}∙ P\_{H2 }∙ T\_{0} }{P\_{0} ∙ T}$ ,

где Р0 – нормальное давление, мм рт. ст.;

 $V\_{0\_{H2}}$ – объем водорода при нормальных условиях, мл;

 Т0 – 273 K ( т.е. по абсолютной шкале температур);

 $ Р\_{Н\_{2}} $– парциальное давление сухого водорода, равное измеренному атмосферному давлению Ратм за вычетом парциального давления водяных паров при температуре опыта;

***б)*** вычислить эквивалент металла, зная массу металла и объем вытесненного водорода:

$\frac{m\_{Mg}}{M\_{э\_{\left(Mg\right)оп.}}}= \frac{V\_{0\_{H2}}}{V\_{э\_{Н2}}}$, откуда Мэ (Мg) = $\frac{m\_{Mg ∙ }11200}{V\_{0\_{H2}}}$ ;

***в)*** вычислить теоретический эквивалент (эквивалентную массу) металла;

***г)*** сравнить эквивалент металла, полученный опытным путем, с теоретическим и найти относительную ошибку опыта с точностью до 0,1 % по формуле:

*Аотносит.* = $\frac{М\_{э теорет. }– М\_{э оп.}}{М\_{э теорет}} ∙100\%$.

**Контрольные вопросы**

1. Что называется эквивалентом вещества?
2. Что называется эквивалентной массой элемента?
3. Как определить атомную массу элемента, если известен его эквивалент?
4. Чему равны эквиваленты: кислоты, соли, основания, оксида?
5. Как формулируется закон эквивалентов?
6. Какими методами можно определить эквиваленты вещества?
7. Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Каков эквивалент металла?
8. Хлорное железо содержит 34,42 % железа и 65,58 – хлора. Эквивалент хлора 35,46 г/моль. Определить эквивалент железа.
9. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
10. Какова масса металла, эквивалентная масса которого 12,16, взаимодействующего с 310 мл кислорода, измеренного при нормальных условиях?

**Перечень информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.вузов. Издательство: М.: Высшая школа, 1998.- 559 с.

**Приложения**

Приложение А

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

