

Министерство образования Российской Федерации
Саратовский государственный технический университет

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА,
ЭКВИВАЛЕНТНОЙ И АТОМНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА
Методические указания к лабораторной работе по общей химия для
студентов всех специальностей

Одобрено редакционно-издательским советом Саратовского
государственного технического университета

Саратов 2002

Цель работы:

1. Ознакомить студентов с основными химическими законами и единицами массы.
2. С помощью математической обработки полученных студентами экспериментальных данных сделать вывод о названии металла, данного для работы и его положении в периодической таблице Д.И.Менделеева.

Теоретическая часть

Основные понятия

Вспомним основные частицы вещества:

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами и состоящая из атомов. **Атом** - наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами. Химический элемент можно определить, как вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств.

Простейшим примером сказанному может служить молекула хлористого водорода (HCl). Водород и хлор, вступая в реакцию, теряют свои свойства, характерные для газообразных H_2 и Cl_2 , поэтому считается, что в состав хлористого водорода входят элементы - водород и хлор.

Масса атомов и молекул выражается в атомных единицах массы (а.е.м.), принятых в 1961 г. За одну атомную единицу массы принимается $1/12$ часть массы атома изотопа углерода ^{12}C . Таким образом, масса атома или молекулы любого вещества представляется относительной величиной, показывающей во сколько раз масса данного атома (молекулы) тяжелее выбранной атомной единицы массы.

Так, относительная атомная масса цинка (A_r) равна 65,38 а.е.м.,

относительная молекулярная масса воды (M_r) равна: $1,008 \times 2 + 15,9994 = 18,0154$ а.е.м. и т.д.

Однако, при решении задач и в расчетах по уравнениям реакций гораздо чаще пользуются понятием "моль"

Моль - это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C .

Применяя слово "моль", необходимо в каждом случае точно указывать, какие единицы входят в данное вещество. Существует понятия "моль атомов", "моль молекул" и т.д. Масса одного моля взятого вещества называется его **молярной массой**. Она выражается в г/моль.

Числовое значение молярной массы вещества в г/моль равно относительной молекулярной массе M_r , если вещество состоит из молекул, или относительной атомной массе A_r , если вещество состоит из атомов. Например, молярная масса атомарного кислорода равна ~ 16 г/моль, молекулярного кислорода ~ 32 г/моль.

В моле любого вещества содержится совершенно одинаковое количество структурных единиц. Это число называют числом Авогадро и принимают его значение равным $6,02 \cdot 10^{23}$.

Часто в химических расчетах используется понятие эквивалента.

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется без остатка с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединениях HCl , H_2S и NH_3 эквивалент элементов хлора, серы и азота соответственно равен 1 моль, $\frac{1}{2}$ моля и $\frac{1}{3}$ моля. Масса одного эквивалента называется его **эквивалентной массой** или **молярной массой эквивалента**. Выражается в г/моль.

Так, в приведенных примерах эквивалентные массы хлора, серы и

азота легко подсчитать, используя атомные массы этих элементов, они соответственно равны:

$m_{\text{э(Cl)}} = 35,5 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(S)}} = 32:2 = 16 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(N)}} = 14:3 = 4,7 \text{ г/моль}$. Из разобранных примеров видно, что эквивалентная масса элемента находится из соотношения:

$$\text{Эквивалентная масса} = \frac{\text{молярная масса атома}}{\text{валентность}} \text{ или } m_{\text{э}} = \frac{A}{B}$$

Понятие об эквивалентах и эквивалентных массах распространяется также на сложные вещества. Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

1. **Эквивалентная масса оксида** складывается из значений эквивалентных масс составляющих оксид элементов. **Например:**

а) ZnO, эквивалентные массы металла и кислорода, соответственно равны половине молярных масс атомов:

$$m_{\text{э(Zn)}} = \frac{65}{2} = 32,5 \text{ г/моль}, \quad m_{\text{э(O)}} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{э(ZnO)}} = 32,5 + 8 = 40,5 \text{ г/моль}$$

б) SO₃. Валентность серы в оксиде равна 6, следовательно, $m_{\text{э(S)}} = \frac{16}{6} = 2,7 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(SO}_3)} = 2,7 + 8 = 10,7 \text{ г/моль}$

2. **Эквивалентная масса кислоты** равна её молярной массе, деленной на основность кислоты (число атомов водорода в молекуле кислоты).

Примеры: а) HNO₃. Молярная масса 63 г/моль. Кислота одноосновная, следовательно, эквивалентная масса равна $63 : 1 = 63 \text{ г/моль}$.

б) H₃PO₄. Молярная масса 98. Основность равна 3.

$$m_{\text{э}} = 98 : 3 = 32,6 \text{ г/моль}$$

3. **Эквивалентная масса основания** равна его молярной массе, деленной на валентность металла; образующего основание.

Пример: $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Молярная масса его 58 г/моль. Эквивалентная масса равна $58 : 2 = 29$ г/моль.

4. **Эквивалентная масса соли** равна отношению её молярной массы к произведению валентности металла на число его атомов в молекуле.

Примеры: а) NaCO_3 . Молярная масса соли 106 г/моль. Валентность металла I, число его атомов 2. Эквивалентная масса NaCO_3 : $106 : (I \times 2) = 53$ г/моль.

б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Молярная масса 342 г/моль.

$$m_{\text{э(соли)}} = 342 : (3 \times 2) = 57 \text{ г / моль} .$$

5. Эквиваленты одних и тех же сложных веществ и их эквивалентные массы могут иметь различные значения, если их рассматривать не как отдельные вещества, а составные части химических реакций, в которых они участвуют.

Так, в примерах:



эквивалент H_2CO_3 и его масса зависит от количества атомов водорода, участвующих в реакции и соответственно равны:

$$m_{\text{э}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{62}{2} = 31 \text{ г / моль} , \quad \text{Э}_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{1}{2} \text{ моль} \quad (1)$$

$$m_{\text{э}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{62}{1} = 62 \text{ г / моль} , \quad \text{Э}_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 1 \text{ моль} \quad (2)$$



$$m_{\text{э}(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{M}{2} = \frac{103}{2} = 51,5 \text{ г/моль}, \quad \text{Э}_{(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{1}{2} \text{ моль} \quad (3)$$

т.к. в реакции было замещено только две гидроксидных группы на кислотный остаток.

$$m_{\text{э}(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{M}{3} = \frac{103}{3} = 34,3 \text{ г/моль}, \quad \text{Э}_{(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{1}{3} \text{ моль} \quad (4)$$

т.к. произошло замещение всех трех гидроксогрупп.

Известно несколько способов определения эквивалента.

I. Прямое или непосредственное определение эквивалента из соединения элементов с водородом или кислородом.

Пример 1. Рассчитать эквивалент железа в его оксиде FeO.

Эквивалент кислорода по определению равен $\frac{1}{2}$ моля атомов, эквивалентная масса кислорода равна $16 : 2 = 8$ г/моль. В данном соединении на $\frac{1}{2}$ моля атомов кислорода приходится столько же, т.е. $\frac{1}{2}$ моля атомов железа. Следовательно, эквивалент железа в данном оксиде равен $\frac{1}{2}$ моля, а его эквивалентная масса $56 : 2 = 28$ г/моль.

II. Определение эквивалента с помощью закона эквивалентов.

Закон эквивалентов (эквивалентных масс), предложенный в 1803-1814 гг. Дальтоном и Рихтером: «Элементы и вещества соединяется друг с другом, а также замещают друг друга а химических реакциях в строго определенных весовых количествах, прямо пропорциональных их эквивалентам»

Математическая запись закона такова:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{э}1}}{m_{\text{э}2}} \quad (I)$$

где m_1 и m_2 – массы взаимодействующих элементов или веществ, г; $m_{\text{э}1}$ и $m_{\text{э}2}$ – соответственно эквивалентные массы этих веществ, г/моль.

Пример 2. Определить эквивалентную и молярную массы 3-х валентного металла, зная, что 0,52 г его при окислении образуют 0,98 г оксида.

Решение. В соответствии с законом эквивалентов:

$$\frac{m_{(Me)}}{m_{(O)}} = \frac{m_{э(Me)}}{m_{э(O)}}$$

Массу кислорода определим по разности масс оксида и металла

$$m_O = 0,98 - 0,52 = 0,46 \text{ г.}$$

Эквивалентная масса кислорода известна, она равна 8 г/моль.

Тогда

$$m_{э(Me)} = \frac{m_{Me} \cdot m_{э(O)}}{m_O} = \frac{0,52 \cdot 8}{0,46} = 9,0 \text{ г/моль}$$

Т.к. валентность металла равна 3, то его молярная масса

$$A = m_{э(Me)} \cdot B = 9,0 \cdot 3 = 27 \text{ г/моль.}$$

Пример 3. Вычислите эквивалентную массу металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78 %, эквивалентная масса хлора 53,45 г/моль.

Решение: Массовая доля ω металла в хлориде равна $\omega = 100 - 79,78 = 20,22 \%$.

Согласно закону эквивалентов отношение массы металла и массы хлора в соединении (20,22 : 79,78) должны быть равны отношению их эквивалентных масс:

$$\frac{20,22}{79,78} = \frac{m_{э(Me)}}{35,45},$$

$$\text{отсюда } m_{э(Me)} = \frac{20,22 \cdot 35,45}{79,78} = 8,98 \text{ г/моль.}$$

Пример 4. Определите молярную массу двух валентного металла, если 14,2 г оксида этого металла образуют 30,2 г сульфата металла.

Решение: Эквивалентная масса оксида металла равна: $m_{э(MeO)} = m_{э(Me)} + m_{э(O)} = m_{э(Me)} + 8$.

Эквивалентная масса сульфата металла равна:

$$m_{э(MeSO_4)} = m_{э(Me)} + \frac{M_{(SO_4)}}{2} m_{э(O)} = m_{э(Me)} + 48.$$

Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{14,2}{30,2} = \frac{m_{\text{э(Ме)}} + 8}{m_{\text{э(Ме)}} + 48};$$

$$m_{\text{э(Ме)}} = 27,5 \text{ г/моль.}$$

Т.к. валентность металла равна 2, то его молярная масса равна:

$$A = 27,5 \cdot 2 = 55 \text{ г/моль}$$

III. Если в химической реакции одно из участвующих веществ находится в газообразном состоянии, то запись закона эквивалентов выражается формулой:

$$\frac{m_{(Me)}}{V} = \frac{m_{\text{э(Ме)}}}{V_{\text{э}}} \quad \text{(II)}$$

где соответственно $m_{(Me)}$ и $m_{\text{э(Ме)}}$ – масса металла и его эквивалентная масса, а V и $V_{\text{э}}$ – объем вступившего в реакцию газа и объем эквивалентной массы этого газа.

Для расчета объемов реагирующих газов необходимо знание Закона Авогадро и его следствий.

Закон Авогадро (1911): «В равных объемах различных газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.»

Следствия из закона Авогадро:

1. Один моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) - температура 0 °С и давление 760 мм.рт.ст. занимает один и тот же объем равный 22,4 литра. Этот объем называют – молярным объемом газа:
 $V_m = 22,4 \text{ л/моль.}$

2. Один моль любого газа содержит одно и то же число молекул, а именно $6,02 \cdot 10^{23}$.

3. Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных (M) или относительных молекулярных масс:

$$D_{2(1)} = \frac{M_{(1)}}{M_{(2)}}$$

На основании этих следствий можно проводить различные расчеты.

Пример 5. Рассчитать массу 3 л хлора, взятого при н.у.

Решение: Т.к. молярная масса хлора (Cl_2) равна $35,5 \times 2 = 71$ г/моль то из пропорции легко найти массу искомого объема:

$$1 \text{ моль } \text{Cl}_2 - 22,4 \text{ л} - 71 \text{ г.}$$

$$3 \text{ л} - X \text{ г.}$$

$$\text{Таким образом, } X = \frac{3 \cdot 71}{22,4} = 9,5 \text{ г.}$$

Пример 6. Сколько молей и сколько молекул содержится в 2,2 г углекислого газа? Какой объем они занимают при н.у.?

Решение: Т.к. молярная масса углекислого газа (CO_2) равна 44 г/моль, то

$$44 \text{ г} - 1 \text{ моль} - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$2,2 \text{ г} - x \text{ моль} - y \text{ молекул.}$$

$$x = \frac{2,2 \cdot 1}{44} = 0,05 \text{ моль}$$

$$y = \frac{2,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{44} = 0,301 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Найдем объем газа при н.у.

$$44 \text{ г} - 22,4 \text{ л}$$

$$2,2 \text{ г} - V \text{ л}$$

$$V = \frac{22,4 \cdot 2,2}{44} = 1,12 \text{ л.}$$

Пример 7. Определите массу молекулы газа, если масса 2 л газа (н.у.) равна 0,357 г.

Решение: исходя из молярного объема газа определим молярную массу газа

$$2 \text{ л} - 0,357 \text{ г}$$

22,4 л – x г

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,357}{2} = 4 \text{ г}$$

Число молекул в 1 моль любого вещества равно постоянной Авогадро. Следовательно, масса молекул газа (m) равна:

$$m = \frac{4}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,665 \cdot 10^{-23}$$

Первое следствие из закона Авогадро позволяет рассчитать объемы эквивалентных масс различных газов.

Так, если эквивалентная масса водорода равна 1,008 г/моль, то её объем равен:

1 моль H_2 – 22,4 л – 2,016 г.

x л – 1,008 г.

$$x = V_{\text{э(Н)}} = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Подобным образом находится объем эквивалентной массы O_2 , который оказывается равным:

1 моль O_2 – 22,4 л – 32 г.

x л – 8 г.

$$x = V_{\text{э(О)}} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Пример 8. При растворении 0,506 г металла в серной кислоте выделилось 100,8 мл водорода, измеренного при н.у. Определить эквивалентную массу металла.

Задачу можно решить двумя способами:

а) прямой, подстановкой данных в формулу (II).

$$m_{\text{э(Ме)}} = \frac{m_{(\text{Ме})} \cdot V_{\text{э(Н)}}}{V_{(\text{Н})}} = \frac{0,506 \cdot 11,2}{0,1008} = 56,16 \text{ г/моль}$$

б) используя формулу (I), откуда:

$$m_{\text{э(Ме)}} = \frac{m_{(\text{Ме})} \cdot m_{\text{э(Н)}}}{m_{(\text{Н})}}, \text{ где } m_{\text{э(Н)}} = 1,008 \text{ г/ моль.}$$

Для решения задачи в этом случае надо найти $m_{(\text{Н})}$. Согласно

следствию из закона Авогадро:

1 моль H_2 - 22,4 л (22400 мл) - 2,016 г.

0,1008 л (100,8) – x г.

$$x = \frac{100,8 \cdot 2,016}{22400} = 0,009 \text{ г.}$$

Теперь найденное значение $m_{(H)}$ подставим в формулу (I)

$$m_{э(Me)} = \frac{0,506 \cdot 1,008}{0,009} = 56,16 \text{ г/моль.}$$

Значения эквивалентных масс позволяют определить атомную массу металлов по формуле:

$$A = m_э \cdot B$$

где B – валентность металла

A – его атомная масса, в г/моль.

Если же валентность металла неизвестна, то атомную массу можно определить через удельную теплоемкость. В данных расчетах используется **правило Дюлонга и Пти**: "Произведение удельной теплоемкости простого твердого вещества на его атомную массу для большинства элементов приблизительно одинаково". Полученная величина имеет среднее значение, равное 26,8 Дж/моль·К (6,3 кал/моль·град). Она носит название атомной теплоемкости металлов (C_A) и представляет собой количество тепла, необходимого для нагревания 1 моля атомов металла на один Кельвин. Математически это правило имеет вид:

$$C_A = A \cdot C \sim 26,8 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \quad (6)$$

где C – удельная теплоемкость металла, Дж/г·К

A – атомная масса взятого металла, г/моль

Под удельной теплоемкостью понимается то количество тепла, которое необходимо затратить для нагревания 1 г вещества на 1 Кельвин.

Пример 9. При окислении 0,16 г металла образовалось 0,223 г оксида. Вычислить точную атомную массу металла, зная, что удельная

теплоемкость 0,635 Дж/г·К.

Решение: По правилу Дюлонга и Пти найдем приближенное значение атомной массы данного металла:

$$A_{\text{прибл}} = \frac{C_A}{C} = \frac{26,8}{0,635} = 42,2 \text{ г/моль.}$$

По формуле (1) найдем эквивалентную массу этого металла. Масса кислорода: 0,223 г. – 0,16 г. = 0,063 г.

$$m_{\text{э(Ме)}} = \frac{m_{(\text{Ме})} \cdot m_{\text{э(O)}}}{m_{(\text{O})}} = \frac{0,16 \cdot 8}{0,063} = 20,04 \text{ г/моль.}$$

Зная приближенную атомную массу металла и его эквивалентную массу, можно найти валентность этого металла.

Полученное значение " B " округляем до целого числа.

$$B = \frac{A}{m_{\text{э}}} = \frac{42,2}{20,04} = 2,1 \approx 2.$$

Точная молярная масса металла находится из соотношения:

$$A_{\text{точная}} = m_{\text{э}} \cdot B = 20,04 \cdot 2 = 40,08 \text{ г/моль.}$$

Экспериментальная часть

1. Требования безопасности труда

Перед началом экспериментальной части внимательно изучите методику выполнения работы. Эксперимент требует осторожности, неторопливости, особенно в начале практической части. Соляную кислоту, необходимую для реакции с металлом в объеме 5 мл, нужно отмерить с помощью градуированной пробирки либо пипетки, строго соблюдая при этом все указания преподавателя (см. также рис. 2 а, б в методическом указании).

2. Порядок выполнения работы

Прибор для определения эквивалента и эквивалентной массы металла состоит из бюретки (емкостью 50 мл), воронки и пробирки, соединенных резиновыми трубками (см. рис. 1 а). Бюретка и воронка наполнены дистиллированной водой.

Для проведения опыта необходимо:

1. Проверить прибор на герметичность. Для этого нужно переместить воронку (не снимая пробирки) на несколько больших деления бюретки вниз и закрепить её (см. рис. 1 а, б). Если прибор герметичен, уровень воды в бюретке окажется постоянным. Непрерывное понижение уровня воды в бюретке означает, что прибором пользоваться нельзя. В этом случае следует устранить негерметичность прибора с помощью лаборанта.

2. Получить у преподавателя или лаборанта навеску металла.

3. Снять пробирку и, передвигая воронку, установить уровень воды в бюретке на делении "0" или несколько ниже (см. рис. 1 в).

4. Отмерить с помощью градуированной пробирки или пипеткой 5 мл разбавленной HCl (см. рис. 2 а, б), влить кислоту в пробирку, стараясь не смочить ее стенок. Держа пробирку наклонно (как это изображено на рис. 3), поместить всю навеску металла на верхнюю сухую стенку пробирки так, чтобы металл раньше времени не упал в кислоту.

5. Плотно закрыть пробирку пробкой, следя за тем, чтобы металл раньше времени не упал в кислоту (см. рис. 4 а). Отметить и записать начальный уровень воды в бюретке (a_1) и стряхнуть металл в кислоту.

6. Наблюдать выделение водорода, сопровождающееся вытеснением воды из бюретки в воронку.

7. Когда закончится реакция, дать пробирке остыть, опустить воронку (не снимая пробирки) до одинакового уровня воды в бюретке и воронке (см. рис. 4 б), Отметить и записать конечный уровень воды в бюретке (a_2).

8. Записать показания термометра и барометра и приступить к расчетам.

3. Обработка результатов эксперимента

1. Определите объем водорода, вытесненного взятой навеской металла при температуре " t " и давлении " P ":

$$V_{(H_2)} = a_1 - a_2,$$

где a_1 и a_2 – соответственно начальный и конечный уровни воды в бюретке, мл

2. Приведите найденный объем водорода к нормальным условиям по формуле:

$$V_{(H_2)}^0 = \frac{V_{(H)} \cdot (P - h) \cdot 273}{760 \cdot (273 + t)},$$

где $V_{(H_2)}^0$ – и объем водорода при н.у., мл;

$V_{(H_2)}$ – и объем водорода, полученный в опыте, мл;

P – атмосферное давление по барометру, мм.рт.ст.;

t – температура по термометру, °С;

h – давление водяных паров при температуре опыта (по табл. 1), мм.рт.ст.

3. Рассчитайте эквивалентную массу взятого металла по формуле:

$$\frac{m_{(Me)}}{V_{(H)}^0} = \frac{m_{э(Me)}}{V_{э(H)}}$$

$$V_{э(H)} = 11,2 \text{ л/моль} = 11200 \text{ мл/моль}.$$

Таблица 1.

Давление водяного пара, мм.рт.ст.

Температура по Цельсию	Давление	Температура по Цельсию	Давление	Температура по Цельсию	Давление
0	4,6	11	9,8	21	18,65
1	4,9	12	10,52	22	19,83
2	5,3	13	11,23	23	21,03
3	5,7	14	11,99	24	22,38
4	6,1	15	12,79	25	23,76

5	6,5	16	13,63	26	25,15
6	7,0	17	14,53	27	26,58
7	7,5	18	15,48	28	28,03
8	8,0	19	16,48	29	29,51
9	8,6	20	17,54	30	31,04
10	9,2				

4. Получите у преподавателя величину удельной теплоемкости исследуемого металла и, используя её значение, определите приближенную массу металла с помощью правила Дюлонга и Пти.

$$A = \frac{C_A}{C} = \frac{26,8}{C}$$

5. Зная приближенную атомную массу металла и его эквивалентную массу, найдите валентность металла, округлив её значение до целого числа.

$$B = \frac{A}{m_{\text{э}}(\text{Me})}$$

6. Рассчитайте точную атомную массу металла.

$$A_{(\text{точн})} = m_{\text{э}}(\text{Me}) \cdot B$$

7. По таблице Д.И. Менделеева определите (в группе, соответствующей полученной валентности), какой металл вы использовали в данной работе. Напишите уравнение реакции взаимодействия найденного металла с кислотой. Найдите погрешность эксперимента.

$$d = \frac{|A_{\text{точн}} - A_{\text{табл}}|}{A_{\text{табл}}} \cdot 100\%$$

Полученные результаты занесите в таблицу.

Таблица 2.

$V_{(\text{H}_2)}$	$V_{(\text{H}_2)}^0$	$m_{\text{э}}(\text{Me})$	$A_{(\text{точн})}$	δ	Уравнение реакции

Требования к оформлению лабораторной работы

Оформление выполненной работы производится в тетради (лабораторном журнале) в следующем порядке:

дата _____

Лабораторная работа № _____

Название работы _____

I. Теоретическое введение

(В введении должны быть кратко отражены основные положения, определения и формулировки законов, относящихся к выполнению данной работы).

II. Экспериментальная часть

1. Краткое изложение хода работы

2. Схема прибора

III. Расчеты

IV. Выводы

(В выводах сравните полученные результат эквивалентной и атомной масс металла с теоретическими, найденными по табл. Д.И. Менделеева).

Вопросы для самопроверки

1. Что означает понятия: элемент, атом, молекула, моль?
2. Что такое атомная масса элемента, в каких единицах она измеряется? Как рассчитывается атомная масса элемента через его эквивалентную массу?
3. Эквивалент и эквивалентная масса элементов, оксидов, кислот, оснований и солей.
4. Закон эквивалентов, формы его математических записей.
5. Сформулируйте закон Авогадро, его следствия.
6. Понятие о моле атомов и молекул. Как от объема газа (при н.у.)

перейти к его массе, зная только молекулярную массу газа?

7. Что называется атомной теплоемкостью, каково её значение? В каких единицах она измеряется? Дайте определение удельной теплоемкости металла. Правило Дюлонга и Пти для твердых веществ.

Упражнения

1. Сколько эквивалентных масс содержится в:

- а) 6,5 граммах цинка?
- б) 22,4 литрах кислорода?
- в) 30 граммах оксида азота N₂O?

2. Оксид меди содержит 79,9 % меди. Определите эквивалентную массу меди, и ее валентность в этом оксиде. Чему равен эквивалент меди.

3. Сколько мл водорода, измеренного при н.у. выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, эквивалентная масса которого равна 20 г/моль?

4. В состав 4,2 г сульфида входит 1,8 г какого-то металла. Зная, что удельная теплоемкость металла равна 1,2 Дж/г · К, определите его атомную массу. По табл. Д.И. Менделеева найдите металл использованный в задаче.

5. Зная, что 0,418 г какого-то элемента соединяется с 0,084 л кислорода, измеренного при н.у., вычислите эквивалентные массы данного элемента и его оксида.

6. Рассчитайте эквивалентные массы солей NaHCO₃ и Al(OH)₂NO₃ в следующих реакциях;

- 1. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
- 2. $\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Al(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Литература

- 1. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1985. ч.1, § 8, 9, 12.

2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, (Лен.отдел.) 1987, ч.1, § 1, 2, 4.

3. Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: „Высшая школа”, 1991. § 10, 11.