

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям для
студентов всех специальностей и направлений подготовки
очной и заочной форм обучения*

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



Могилев 2021

УДК54
ББК 24.1
Х65

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «9» марта 2021 г., протокол № 8

Составитель канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская

Рецензент канд. техн. наук, доц. А. П. Прудников

В методических рекомендациях рассматриваются основные понятия и законы химии. Приведены примеры решения типовых задач и контрольные вопросы.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	И. В. Голубцова
Компьютерная верстка	Е. В. Ковалевская

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.
Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2021

Содержание

Введение	4
1 Основные понятия химии	5
1.1 Простые и сложные вещества. Аллотропия	5
1.2 Относительная атомная масса	6
1.3 Моль. Молярная масса	7
1.4 Эквивалент. Фактор эквивалентности	7
2 Основные законы химии	10
2.1 Закон сохранения массы вещества	10
2.2 Закон постоянства состава	11
2.3 Закон Авогадро	11
2.4 Закон объемных отношений	11
2.5 Закон эквивалентов	11
3 Примеры решения задач	12
Список литературы	16

Введение

В соответствии с учебным планом химия является одной из общеобразовательных дисциплин. Ее изучение способствует формированию у студентов целостного естественно-научного мировоззрения.

Опираясь на полученные в школе знания по химии, программа предусматривает дальнейшее углубление современных представлений в данной области, усвоение техники химических расчетов, приобретение навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов.

Знания в области химии способствуют развитию логического мышления, позволяют получить современное научное представление о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме и условиях превращения одних веществ в другие.

Курс химии будет успешно усвоен только при систематической работе, сопровождающейся выполнением упражнений и решением задач. Решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

Целью методических рекомендаций является формирование у студентов практических навыков применения основных понятий и законов химии, что обеспечит в дальнейшем успешное усвоение материала, предусмотренного программой.

При подготовке к занятиям рекомендуется сначала ознакомиться с теоретическим материалом, изложенным в методических рекомендациях, проанализировать примеры решения задачи, а затем ответить на контрольные вопросы.

1 Основные понятия химии

Вещество – вид материи, которая обладает массой покоя. Состоит из элементарных частиц: электронов, протонов, нейтронов, мезонов и др. Химия изучает главным образом вещество, организованное в атомы, молекулы, ионы и радикалы. Такие вещества принято подразделять на простые и сложные (химические соединения).

1.1 Простые и сложные вещества. Аллотропия

Простые вещества образованы атомами одного химического элемента и поэтому являются формой его существования в свободном состоянии, например, сера, железо, озон, алмаз, азот.

Сложные вещества образованы разными элементами и могут иметь состав постоянный (стехиометрические соединения или дальтониды) или меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения или бертоллиды).

Химический элемент – множество атомов с одинаковым зарядом ядра, числом протонов, совпадающим с порядковым номером в Периодической системе элементов Менделеева. Каждый химический элемент имеет свое название и символ.

Атом – наименьшая химически неделимая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

Сложные вещества состоят не из простых веществ, а из химических элементов. Вещества подразделяются на вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества молекулярного строения – это вещества, основной структурной единицей которых является молекула.

Вещества немолекулярного строения – это вещества, основными структурными единицами которых являются атомы или ионы.

Для отображения качественного и количественного состава вещества используется формульная единица.

Формульная единица (FE) – реальная или условная частица, обозначаемая химической формулой.

Химическая формула – условная запись состава вещества при помощи химических символов и индексов.

Формульной единицей вещества молекулярного строения является молекула.

Молекула – электронейтральная частица вещества, представляющая собой замкнутую совокупность конечного числа атомов, связанных между собой силами ковалентной связи и образующих определенную структуру.

Формульной единицей простого вещества немолекулярного строения является атом. Например, формульная единица кремния – атом Si.

Формульной единицей сложного вещества немолекулярного строения является «условная молекула».

Например, формульная единица оксида кремния – условная частица, состоящая из одного атома кремния и двух атомов кислорода. Она условна потому, что в кристалле оксида кремния (IV) нет отдельных молекул SiO_2 , он состоит из множества атомов кремния и кислорода. Но весь кристалл можно условно разделить на группы, в каждой из которых будет один атом Si и два атома O. Таким образом, формульная единица оксида кремния (IV) – условная, реально не существующая частица – SiO_2 .

1.2 Относительная атомная масса

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, углерода – $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.

В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. Относительными они называются потому, что вычисляются по отношению к массе эталона. В настоящее время в качестве эталона выбрана 1/12 часть абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C – *атомная единица массы* (а. е. м.).

$$\text{а. е. м.} = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = \frac{19,927 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная *масса* – безразмерная величина, равная отношению абсолютной массы данного атома к 1/12 части массы изотопа углерода ^{12}C .

Химические элементы в природе представляют собой смесь изотопов с различной массовой долей. Исходя из этого, под абсолютной массой атома химического элемента подразумевается средняя величина.

Средняя абсолютная масса атома элемента – масса атома элемента, выраженная в кг, вычисленная с учетом его изотопного состава.

Относительная атомная масса элемента (или просто атомная масса) – безразмерная величина, равная отношению средней абсолютной массы атома элемента к 1/12 части массы изотопа ^{12}C .

Атомные массы элементов обозначают A_r , где индекс r – начальная буква английского слова *relative* – относительный. Записи $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{O})$, $A_r(\text{C})$ – это относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода соответственно.

Относительной молекулярной массой вещества (M_r) называется величина, равная отношению массы молекулы вещества к 1/12 массы атома углерода ^{12}C .

Молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества.

1.3 Моль. Молярная масса

Моль – количество вещества, содержащее в своем составе столько атомов, молекул, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода ^{12}C .

Число атомов в 0,012 кг углерода, или в 1 моле, называется числом Авогадро N_A и составляет $6,02 \cdot 10^{23}$.

Исходя из этого, можно сказать, что *моль* – это количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.).

Применяя понятие «моль», необходимо в каждом конкретном случае точно указать, какие именно структурные единицы имеются в виду. Например, моль атомов Н, моль молекулы H_2 , моль ионов H^+ .

Масса одного моля вещества называется молярной массой вещества M .

Масса вещества m численно равна произведению его количества n на молярную массу:

$$m = n \cdot M.$$

1.4 Эквивалент. Фактор эквивалентности

Эквивалент (\mathcal{E}) – реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять или быть каким-либо другим способом эквивалентна (т. е. равноценна) одному атому или иону водорода в обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Формула эквивалента

$$\mathcal{E} = f_{\text{э}} \cdot \Phi E,$$

где $f_{\text{э}}$ – фактор эквивалентности;

ΦE – формульная единица.

Следует учитывать, что эквивалент одного и того же вещества меняется в зависимости от того, в какую реакцию он вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит.

Фактор эквивалентности химического элемента

$$f_{\text{э}} = \frac{1}{B},$$

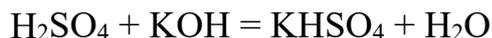
где B – валентность элемента в данном соединении.

Например, в H_2S $f_{\text{э}}(\text{S}) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2\text{S}$; в NH_3 $f_{\text{э}}(\text{N}) = 1/3$.

Фактор эквивалентности кислоты зависит от ее основности, которая определяется числом ионов водорода, замещающихся в реакции на атомы металла ($n(\text{H}^+)$):

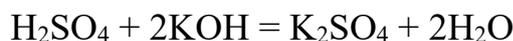
$$f_3 = \frac{1}{n(\text{H}^+)}.$$

Если кислота многоосновная, то f_3 может принимать различные значения. Например, в реакции



серная кислота обменивает на металл один атом водорода, $f_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$, $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{H}_2\text{SO}_4$.

В реакции

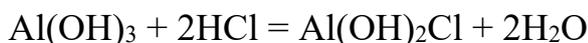


серная кислота обменивает на металл два атома водорода, т. е. ведет себя как двухосновная кислота, поэтому $f_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{H}_2\text{SO}_4$.

Фактор эквивалентности основания зависит от кислотности основания, которая определяется числом гидроксильных групп, обменивающихся в реакции на кислотный остаток ($n(\text{OH}^-)$):

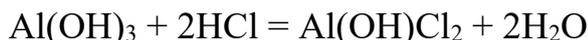
$$f_3 = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}.$$

Для многокислотных оснований f_3 – величина переменная и зависит от условий проведения реакции. Например, в реакции



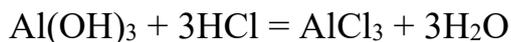
гидроксид алюминия обменивает одну гидроксильную группу на кислотный остаток, поэтому $f_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1$, $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \text{Al}(\text{OH})_3$.

В реакции



гидроксид алюминия обменивает две гидроксильные группы на кислотный остаток, поэтому $f_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/2\text{Al}(\text{OH})_3$.

В реакции



гидроксид алюминия обменивает три гидроксильные группы на кислотный остаток, поэтому $f_3(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3$, $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3\text{Al}(\text{OH})_3$.

Фактор эквивалентности средней соли определяется формулой

$$f_3 = \frac{1}{B \cdot n},$$

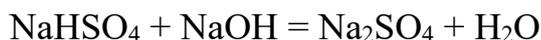
где B – валентность металла;

n – число атомов металла.

Например, $f_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/(1 \cdot 2) = 1/2$, $f_3(\text{Fe}_2\text{SO}_4)_3 = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$.

Фактор эквивалентности кислых и основных солей определяется исходя из уравнения реакции с учетом того, что вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах.

В реакции



одна молекула гидросульфата натрия взаимодействует с одним эквивалентом NaOH, следовательно, $f_3(\text{NaHSO}_4) = 1$, $\mathcal{E}(\text{NaHSO}_4) = \text{NaHSO}_4$.

В реакции



одна молекула дихлорида гидроксоалюминия взаимодействует с двумя эквивалентами NaOH ($f_3(\text{NaOH}) = 1$), следовательно, $f_3(\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2) = 1/2 \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$.

Фактор эквивалентности оксидов, проявляющих основные свойства, определяется по формуле

$$f_3 = \frac{1}{B \cdot n},$$

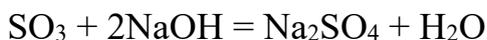
где B – валентность металла;

n – число атомов металла в оксиде.

Например, CaO $f_3(\text{CaO}) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{CaO}) = 1/2 \text{CaO}$; Al_2O_3 $f_3(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1/6$, $\mathcal{E}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1/6 \text{Al}_2\text{O}_3$.

Фактор эквивалентности оксидов, проявляющих кислотные свойства, определяется исходя из уравнения реакции.

В реакции



одна молекула оксида серы (VI) взаимодействует с двумя эквивалентами гидроксида натрия ($f_3(\text{NaOH}) = 1$), следовательно, $f_3(\text{SO}_3) = 1/2$, $\mathcal{E}(\text{SO}_3) = 1/2\text{SO}_3$.

Таким образом, на основании всех вышеприведенных примеров можно сделать вывод, что фактор эквивалентности любого вещества равен единице, деленной на число образующихся либо перестраивающихся связей.

Для эквивалента справедливы все понятия, характеризующие структурные единицы вещества, в том числе количество вещества и молярная масса вещества.

Количество вещества эквивалентов измеряется в молях.

Моль эквивалентов – это количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или 1/2 моля атомов кислорода или замещает те же количества водорода в их соединениях. Например, в соединениях HCl, H₂S, NH₃, CH₄ моль эквивалентов хлора, серы, азота, углерода равен соответственно 1 молю Cl, 1/2 моля S, 1/3 моля N, 1/4 моля углерода.

Молярная масса эквивалента (M_3) – это масса одного моля эквивалентов.

Для нахождения молярной массы эквивалентов химического элемента нужно молярную массу данного элемента умножить на фактор эквивалентности:

$$M_3 = f_3 \cdot M .$$

2 Основные законы химии

Раздел химии, рассматривающий массовые и объемные отношения между реагирующими веществами, называется стехиометрией. Основу стехиометрии составляют стехиометрические законы: сохранения массы веществ, постоянства состава, эквивалентов, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро. К рассмотрению предложены некоторые из них.

2.1 Закон сохранения массы вещества

Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

С точки зрения атомно-молекулярного учения суть закона сохранения массы веществ заключается в том, что в химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, их число остается неизменным до и после реакции. Поэтому атомы имеют постоянную массу и их число в результате реакции

не изменяется, а происходит только перегруппировка атомов. Масса веществ до и после реакции остается постоянной.

2.2 Закон постоянства состава

Согласно закону постоянства состава *каждое химически чистое соединение всегда имеет один и тот же количественный состав независимо от способа его получения.*

Согласно современным представлениям постоянство состава свойственно лишь соединениям с молекулярной структурой.

Таким образом, постоянный и неизменный химический состав наблюдается только для молекул (например, NH_3 , H_2O , SO_2 и т. п.), а также кристаллов с молекулярной структурой, составляющих от 3% до 5 % от общего числа неорганических твердых тел. Хорошо известными примерами являются твердый йод, кислород, азот, диоксид углерода, благородные газы в твердом состоянии.

2.3 Закон Авогадро

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекает важное следствие: моль любого газа при нормальных условиях ($0\text{ }^\circ\text{C}$ (273 K) и давлении $101,3\text{ кПа}$) занимает объем, равный $22,4\text{ л}$. В этом объеме содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа (число Авогадро).

2.4 Закон объемных отношений

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа, равные их стехиометрическим коэффициентам.

Например, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ при взаимодействии двух объемов водорода и одного объема кислорода образуются два объема водяного пара. Закон справедлив в том случае, когда измерения объемов проведены при одном и том же давлении и одной и той же температуре.

2.5 Закон эквивалентов

Введение в химию понятий «эквивалент» и «молярная масса эквивалентов» позволило сформулировать закон, называемый законом эквивалентов: *массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны молярным массам (объемам) их эквивалентов.*

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}_2}}; \frac{V_1}{V_{\text{Э}_1}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}_2}}; \frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}_2}}.$$

Необходимо остановиться на понятии объема моля эквивалентов газа. Как следует из закона Авогадро, моль любого газа при нормальных условиях занимает объем, равный 22,4 л. Соответственно, для вычисления объема моля эквивалентов газа необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле. Так как один моль водорода содержит 2 моля эквивалентов водорода, то 1 моль эквивалентов водорода занимает при нормальных условиях объем

$$V_{\text{э}}(\text{H}) = \frac{22,4}{2} = 11,2.$$

Аналогичным образом можно рассчитать молярный объем эквивалентов кислорода:

$$\text{Э}(\text{O}) = \frac{1}{2}\text{O} = \frac{1}{4}\text{O}_2; \quad V(\text{O}) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л.}$$

3 Примеры решения задач

Задача 1. Сколько молей сульфида железа (II) содержится в 8,8 г FeS?

Решение

Определим молярную массу M сульфида железа (II):

$$M(\text{FeS}) = 56 + 32 = 88 \text{ г/моль.}$$

Рассчитаем, сколько молей содержится в 8,8 г FeS:

$$n = \frac{8,8}{88} = 0,1 \text{ моль.}$$

Задача 2. Сколько молекул содержится в 54 г воды? Чему равна масса одной молекулы воды?

Решение

Определим молярную массу воды:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

Следовательно, в 54 г воды содержится $\frac{54}{18} = 3$ моль H_2O . 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Тогда в 3 молях (54 г H_2O) содержится $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 18,06 \cdot 10^{23}$ молекул.

Определим массу одной молекулы воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{18}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Задача 3. Сколько молей и молекул содержится в 1 м^3 любого газа при нормальных условиях?

Решение

1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Следовательно, в 1 м^3 (1000 л) будет содержаться 44,6 моля газа:

$$n = \frac{1000}{22,4} = 44,6 \text{ моль.}$$

1 моль любого газа содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Из этого следует, что в 1 м^3 любого газа при нормальных условиях содержится молекул

$$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 44,6 = 2,68 \cdot 10^{25}.$$

Задача 4. Определите молярную массу газа, если при нормальных условиях 0,824 г его занимают объем 0,260 л.

Решение

При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Вычислив массу 22,4 л данного газа (x), можно узнать его молярную массу:

$$\begin{aligned} 0,824 \text{ г газа занимают объем } 0,260 \text{ л;} \\ x \text{ г газа занимают объем } 22,4 \text{ л;} \\ x = \frac{22,4 \cdot 0,824}{0,260} = 71 \text{ г.} \end{aligned}$$

Следовательно, молярная масса газа равна 71 г/моль.

Задача 5. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида. Чему равны молярная и атомная массы металла?

Решение

Согласно закону сохранения массы веществ масса оксида металла, образовавшегося при окислении металла кислородом, равна сумме масс металла и кислорода.

Следовательно, масса кислорода, необходимого для образования 21,5 г оксида при окислении 16,74 г металла, составит:

$$21,54 - 16,74 = 4,8 \text{ г.}$$

Согласно закону эквивалентов

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{O}_2)}{M_{\text{э}}(\text{O}_2)}; \frac{16,74}{M_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{4,8}{8}.$$

Следовательно,

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{16,74 \cdot 8}{4,8} = 28 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента оксида может быть рассчитана как сумма молярных масс эквивалентов металла и кислорода:

$$M_{\text{э}}(\text{MeO}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) + M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 28 + 8 = 36 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса двухвалентного металла

$$M(\text{Me}) = \frac{M_{\text{э}}(\text{Me})}{f_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{28}{0,5} = 56 \text{ г/моль.}$$

Атомная масса металла $A_r(\text{Me})$, выраженная в а. е. м., численно равна молярной массе: $A_r(\text{Me}) = 56$ а. е. м. $A_r(\text{Me}) = 56$.

Задача 6. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода. Вычислите молярные массы эквивалентов оксида и металла. Чему равна атомная масса металла?

Решение

Согласно закону эквивалентов

$$\frac{m(\text{MeO})}{M_{\text{э}}(\text{MeO})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

Молярный объем любого газа при н. у. равен 22,4 л. Отсюда молярный объем эквивалентов водорода $V_{\text{э}}(\text{H}_2)$ $22,4/2 = 11,2$ л.

Масса эквивалентов оксида металла

$$M_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{m(\text{MeO}) \cdot V_{\text{э}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} ;$$

$$M_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Согласно закону эквивалентов

$$M_{\text{э}}(\text{MeO}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) + M_{\text{э}}(\text{O}_2), \text{ отсюда}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = M_{\text{э}}(\text{MeO}) - M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

Молярную массу эквивалента металла определяем из соотношения

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{B},$$

где $M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалентов;

M – молярная масса металла;

B – стехиометрическая валентность металла.

Тогда $M = M_{\text{э}} \cdot B = 27,45 \cdot 2 = 54,9$ г/моль.

Так как атомная масса численно равна молярной массе, то искомая масса металла 54,9 а. е. м.

Контрольные вопросы

- 1 Выразите в граммах массу одной молекулы оксида серы (IV).
- 2 Сколько молекул содержится в 1 мл водорода при нормальных условиях?
- 3 Какой объем при нормальных условиях занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа ?
- 4 Какой объем CO_2 получается при сгорании 2 л бутана? Объемы обоих газов измерены при одинаковых условиях.

5 При взаимодействии NH_3 с Cl_2 образуются хлороводород и азот. В каких объемных соотношениях взаимодействуют NH_3 и Cl_2 и каково отношение объемов получающихся газов ?

6 Вычислите молярную массу газа, если масса 600 мл этого газа при нормальных условиях равна 1,714 г.

7 Одинаков ли эквивалент хрома в соединениях CrCl_3 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$? Ответ поясните.

8 Одинакова ли молярная масса эквивалентов железа в соединениях FeCl_2 и FeCl_3 ? Ответ подтвердите расчетами.

9 На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,0 г гидроксида натрия. Определите молярную массу эквивалентов кислоты.

10 При взаимодействии фосфорной кислоты со щелочью образовался гидрофосфат натрия. Найдите значение молярной массы эквивалентов фосфорной кислоты в этой реакции.

11 Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалентов металла и объем выделившегося водорода.

Список литературы

1 **Росин, И. В.** Общая и неорганическая химия. Современный курс: учебное пособие / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – Москва: Юрайт, 2016. – 316 с.

2 **Росин, И. В.** Химия: учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва: Юрайт, 2019. – 420 с.

3 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Юрайт, 2019. – 431 с.

4 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2010. – 559 с.

5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва: Юрайт, 2010. – 886 с.