

**Министерство общего и профессионального образования
Российской Федерации
Томский политехнический университет**

Г.Г. Савельев, Л.М. Смолова

О Б Щ А Я Х И М И Я

**Рабочая тетрадь
для практических занятий**

Томск 1999

УДК 54(076.1)

Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Общая химия. Атомно-молекулярное учение: Методические указания к практическому занятию. - Томск: Изд. ТПУ, 1998. - 20 с.

В данном учебном пособии рассмотрены основные положения атомно-молекулярного учения, такие важные понятия как валентность, степень окисления, эквивалент. Помимо краткого изложения теоретического материала в пособии приведены примеры решения задач, что должно способствовать лучшему усвоению материала и помогут преодолению трудностей, с которыми сталкивается большинство студентов при изучении химии.

Методические указания предназначены для студентов 1 курса всех специальностей, изучающих химию.

Составители: проф., доктор хим. наук Г.Г.Савельев
доц., канд. хим. наук Л.М.Смолова

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию методическим семинаром кафедры общей и неорганической химии
" ____ " июня 1998 г.

Зав. кафедрой ОНХ докт. хим. наук

В.Н.Лисецкий

ТЕМА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

СОДЕРЖАНИЕ:

Основные химические понятия и законы. Законы сохранения массы, энергии и заряда. Стехиометрические законы и атомно-молекулярные представления. Основные газовые законы в химии. Химический эквивалент. Молекулярные и атомные массы. Стехиометрическая валентность. Степень окисления. Типы химических реакций. Уравнения химических реакций. Основные классы неорганических веществ и их номенклатура.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь
1. Вычислять эквиваленты и эквивалентные массы элементов и сложных веществ, используя формулы (2,3 - 5-9) и закон эквивалентов (4).
 2. Вычислять параметры газообразных веществ по уравнению Менделеева-Клапейрона.
 3. Определять степени окисления элементов.
 4. Усвоить взаимосвязь атомной массы, эквивалентной массы и стехиометрической валентности элемента; по эквивалентной массе элемента уметь вычислять атомную массу.
 5. Вычислять массы (объемы) исходных веществ и продуктов реакции.
 6. Давать названия соединениям и составлять уравнения химических реакций с их участием. Проводить по уравнениям реакций стехиометрические расчеты.
 7. Изображать структурные формулы соединений.

1.1. Газовые законы. Моль. Число Авогадро

Закон Авогадро. Многие вещества (например, кислород и водород) существуют в газообразном состоянии. Газы подчиняются определенным законам. Итальянский ученый А. Авогадро обратил внимание на то, что все газы одинаково сжимаются (**закон Бойля-Мариотта: $pV = \text{const}$**), обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (**закон Гей-Люссака: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$** - при постоянном давлении и $\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$ - при постоянном объеме) и имеют некоторые другие общие свойства. Сочетание обоих законов находит свое выражение в **уравнении Клапейрона:**

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \text{const.} \quad (1)$$

(Этим выражением пользуются для приведения объемов газов от одних условий температуры и давления к другим).

Масса 1 моль эквивалентов, выраженная в граммах, называется **молярной массой эквивалента (Mf)** (г/моль); численно она равна относительной молекулярной эквивалентной массе (кратко ее называют **молярной эквивалентной массой**).

Закон эквивалентов: массы взаимодействующих без остатка веществ относятся как их эквивалентные массы.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{f,1}}{M_{f,2}} \quad (4)$$

В одной формульной единице (ФЕ) вещества (В) может содержаться Z_B эквивалентов этого вещества. Число Z_B называют **эквивалентным числом**. Оно равно стехиометрической валентности ($V_{стх.}$) (см. далее).

Фактор эквивалентности (f) - доля частицы, составляющая эквивалент. $f \leq 1$ и может быть равным 1, 1/2, 1/3 и т.д.

$$f_B = \frac{1}{Z_B} = \frac{1}{V_{стх.}} \quad (5)$$

Пример 6. Определить эквивалент и эквивалентную массу кислорода в H_2O .

Решение. В данном соединении с 1 атомом водорода соединяется 1/2 атомов кислорода. Следовательно, $f_O = 1/2$. Масса 1 моль атомов кислорода равна 16 г, отсюда $Mf(O) = M_O \cdot f_O = 16/2 = 8$ г/моль.

$$Mf(\text{элемента}) = \frac{M}{|\omega|} = M \cdot f \quad (6)$$

где M - масса 1 моль атомов, ω - степень окисления элемента в данном соединении.

Например, фактор эквивалентности Mn $f(Mn)$ в соединении $KMnO_4$ ($\omega = +7$) составляет 1/7, а $Mf(Mn) = 55 \cdot 1/7 = 7,86$ г/моль; в соединении Mn_2O_3 ($\omega = +3$) — 1/3 и $55/3 = 18,33$ г/моль, соответственно.

Эквивалентная масса сложного вещества также может иметь различные значения в зависимости от того, в каком взаимодействии это вещество участвует. Если во взаимодействии сложного вещества участвует его известное количество или известно количество реагирующих групп, то для расчета эквивалентных масс можно пользоваться следующими правилами и формулами:

а) Эквивалентная масса сложного вещества равна сумме эквивалентных масс образующих его элементов. Например, $Mf(Al_2O_3) = Mf(Al) + Mf(O) = 27/3 + 16/2 = 9 + 8 = 17$ г/моль; $M(Al_2O_3) = 102$ г/моль. Следовательно, $f(Al_2O_3)$ составляет 1/6 (17/102). Имеется в виду реакция образования (разложения) $2Al + 3/2 O_2 = Al_2O_3$.

б) Эквивалентная масса кислоты в реакциях равна:

$$Mf \text{ кислоты} = \frac{M}{\text{кол. - во заместившихся атомов H}} \quad (7)$$

Пример 7. Определить эквивалент и эквивалентную массу H_2SO_4 в реакциях:

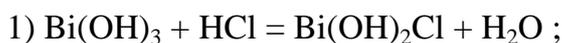


Решение. В реакции 1 заместился один атом водорода, следовательно $f(\text{H}_2\text{SO}_4)$ равен единице, $Mf(\text{H}_2\text{SO}_4) = M \cdot f = 98 \cdot 1 = 98$ г/моль. В реакции 2 заместились оба атома водорода, следовательно $f(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$, а $Mf(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 1/2 = 49$ г/моль.

в) Эквивалентная масса основания в реакции равна:

$$Mf \text{ основания} = \frac{M}{\text{кол} - \text{во заместившихся ОН} - \text{ групп}} \cdot \quad (8)$$

Пример 8. Определить эквивалент и эквивалентные массы гидроксида висмута в реакциях:



Решение. 1) $f(\text{Bi}(\text{OH})_3) = 1$, $Mf(\text{Bi}(\text{OH})_3) = 260$ г/моль (т. к. из трех групп заместилась одна);

2) $f(\text{Bi}(\text{OH})_3) = 1/3$, а $Mf(\text{Bi}(\text{OH})_3) = 260 / 3 = 86,3$ г/моль (т. к. из трех групп заместились все три).

г) Эквивалентная масса соли в реакциях полного замещения катиона или аниона равна:

$$Mf \text{ соли} = \frac{M}{\text{заряд катиона} \times \text{кол} - \text{во катионов}}$$

или

$$Mf \text{ соли} = \frac{M}{\text{заряд аниона} \times \text{кол} - \text{во анионов}} \cdot \quad (9)$$

Так, $f(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/3 \cdot 2 = 1/6$. Однако в реакции эта величина может быть больше (неполное замещение) или меньше (комплексобразование). Если, например, это соединение участвует во взаимодействии по реакции:

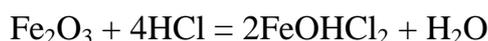


то при этом три аниона с суммарным зарядом 6 замещаются 12 OH^- группами, следовательно 12 эквивалентов этого вещества должно вступать в реакцию, таким образом $f(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/12$.

д) Эквивалентная масса оксида в реакциях полного замещения равна:

$$Mf \text{ оксида} = \frac{M}{\text{степень окисл. элемента} \times \text{кол} - \text{во атомов элемента}} \cdot \quad (10)$$

Например, $f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/3 \cdot 2 = 1/6$. $Mf = M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \cdot 1/6 = 26,6$ г/моль. Однако в реакции:



$f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/4$, т. к. Fe_2O_3 взаимодействует с 4 эквивалентами HCl .

При решении задач, связанных с газообразными веществами, целесообразно пользоваться значением **эквивалентного объема**. Это объем, занимаемый одним моль эквивалентов газообразного вещества. Для водорода при н.у. этот объем равен **11,2 литров** (молярный объем H_2 составляет 22,4 л, а так как $Mf(\text{H}) = 1$ г (т.е. в 2 раза меньше, чем молярная масса), то эквивалентный объем

будет в 2 раза меньше молярного, т. е. 11,2 л), для кислорода - 5,6л (молярный объем O₂ составляет 22,4 л, а так как M_f(O) = 8г (т.е. в 4 раза меньше, чем молярная масса O₂), то эквивалентный объем будет в 4 раза меньше, чем молярный.

Пример 9. На восстановление 1,80 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода (н.у.). Вычислить эквивалентные массы оксида и металла.

Решение. Согласно закону эквивалентов (4) массы (объемы) реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$\frac{m_{\text{ОКСИДА}}}{V_{(\text{H}_2)}} = \frac{M_{\text{fОКСИДА}}}{V_{\text{f}(\text{H}_2)}}; \quad \frac{1,80}{0,883} = \frac{M_{\text{f}}}{11,2} \quad \text{Отсюда:}$$

$$M_{\text{f,ОКСИДА}} = \frac{1,8 \cdot 11,2}{0,883} = 24,2 \text{ (г/моль);} \quad M_{\text{f,ОКСИДА}} = M_{\text{f,МЕТАЛЛА}} + M_{\text{Э,О}},$$

тогда $M_{\text{fМЕТАЛЛА}} = M_{\text{fОКСИДА}} - M_{\text{f,О}} = 24,2 - 8 = 16,2 \text{ г/моль.}$

Пример 10. 1,168 г Zn вытеснили из кислоты 438 мл водорода (t = 17⁰ С и P = 750 мм рт. ст.). Вычислить эквивалентную массу цинка.

Решение. Согласно закону эквивалентов (4):

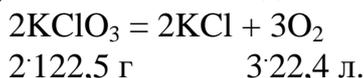
$$\frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{fZn}}}{M_{\text{fH}}};$$

Из уравнения Менделеева - Клапейрона (3):

$$m_{\text{H}_2} = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{750 \cdot 438 \cdot 2}{62400 \cdot 290} = 0,036 \text{ г,} \quad M_{\text{fZn}} = \frac{m_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{fH}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{1,168 \cdot 1}{0,036} = 32,6 \text{ г/моль.}$$

Пример 11. При термическом разложении 2,45г бертолетовой соли выделилось 0,56л кислорода (н.у.). Определить степень чистоты соли.

Решение. Составляем уравнение реакции и подписываем под ним необходимые данные: молекулярную массу соли и объем выделившегося газа:



Находим объем кислорода, который выделился бы, если бы бертолетова соль не содержала примесей.

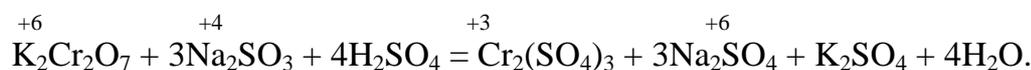
$$\begin{array}{ccc} 2 \cdot 122,5 \text{ г KClO}_3 & \text{выделяют} & 3 \cdot 22,4 \text{ л O}_2 \\ 2,45 \text{ г} & - & X \text{ л.} \end{array} \quad X = \frac{2,45 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 122,5} = 0,672 \text{ л.}$$

Однако кислорода на практике выделилось меньше, всего 0,56л. Следовательно, исходное вещество содержало примеси. Степень чистоты составляет

$$\frac{0,56}{0,672} \cdot 100 = 83,3\%.$$

е) Эквивалентная масса окислителя и восстановителя определяются делением молярной массы на изменение степени окисления в соответствующей реакции.

Пример 12. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:



Решение. Окислителем в этой реакции является $K_2Cr_2O_7$, а восстановителем - Na_2SO_3 . Суммарное изменение степени окисления хрома в $K_2Cr_2O_7$ $\Delta\omega(2Cr) = 2 \cdot (+3) - 2 \cdot (+6) = -6$; Поэтому

$$M_f(K_2Cr_2O_7) = \frac{M(K_2Cr_2O_7)}{|\Delta\omega_{ок}|} = \frac{294}{6} = 49 \text{ (г / моль)}.$$

Суммарное изменение степени окисления серы в Na_2SO_3 : $\Delta\omega(S) = +6 - (+4) = +2$;

Поэтому
$$M_f(Na_2SO_3) = \frac{M(Na_2SO_3)}{|\Delta\omega_{восст}|} = \frac{126}{2} = 63 \text{ (г / моль)}.$$

Стехиометрическая валентность - это число эквивалентов, которое может к себе присоединить данный атом (или число эквивалентов в атоме).

$$V_{стх} = \frac{1}{f} = Z_B \quad \text{или} \quad V_{стх} = \frac{A}{M_f}. \quad (11)$$

Например, $f(S)$ в SO_3 равен $1/6$ (т.к. $f(O) = 1/2$, число эквивалентов в трёх атомах O равно 6); $V_{стх}(S) = \frac{1}{1/6} = 6$.

Так как фактор эквивалентности водорода равен 1, для элементов в приведенных ниже соединениях $f(Cl) = 1$, $f(O) = 1/2$, $f(N) = 1/3$, а $f(C) = 1/4$.



Степень окисления характеризует состав вещества и равна стехиометрической валентности со знаком "плюс" (для металла или более электроположительного элемента в молекуле) или "минус" (для неметалла).

$$\omega = \pm V_{стх}. \quad (12)$$

Опытным путем установлены следующие правила определения степеней окисления.

1. $\omega(H) = \pm 1$;
2. **F** (фтор) во всех соединениях имеет $\omega = -1$, остальные галогены с металлом и водородом тоже имеют $\omega = -1$.
3. Кислород в обычных соединениях имеет степень окисления, равную -2 (исключения - пероксид водорода и его производные - H_2O_2 или BaO_2 , в которых кислород имеет степень окисления -1 , а также фторид кислорода OF_2 , степень окисления кислорода в котором равна $+2$).
4. Щелочные и щелочно-земельные металлы всегда имеют степень окисления, равную номеру группы, то есть $+1$ и $+2$, соответственно;
5. Al, Ga, In Sc, Y, La и лантаноиды (кроме Ce) - $\omega = +3$.
6. Высшая степень окисления элемента равна номеру группы периодической системы.

7. Степени окисления простых веществ приняты равными нулю.

8. Степени окисления ионов равны их зарядам.

9. Степени окисления элементов в соединении компенсируют друг друга так, что их сумма для всех атомов в молекуле или нейтральной формульной единице равна нулю, а для иона - его заряду. Это можно использовать для определения неизвестной степени окисления по известным и составления формулы многоэлементных соединений.

Пример 13. Определить степень окисления хрома в соли K_2CrO_4 и в ионе $Cr_2O_7^{2-}$.

Решение. Принимаем $\omega(K) = +1$; $\omega(O) = -2$. Для структурной единицы K_2CrO_4 имеем:

$$2 \cdot (+1) + X + 4 \cdot (-2) = 0, \quad \text{отсюда} \quad X = \omega(Cr) = +6.$$

Для иона $Cr_2O_7^{2-}$ имеем: $2 \cdot X + 7 \cdot (-2) = -2$, $X = \omega(Cr) = +6$.

То есть степень окисления хрома в обоих случаях одинакова.

Пример 14. Определить степень окисления фосфора в соединениях P_2O_3 и PH_3 .

Решение. В соединении P_2O_3 $\omega(O) = -2$. Исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления молекулы должна быть равной нулю, находим степень окисления фосфора:

$$2 \cdot X + 3 \cdot (-2) = 0, \quad \text{отсюда} \quad X = \omega(P) = +3.$$

В соединении PH_3 $\omega(H) = +1$, отсюда $X + 3 \cdot (+1) = 0$. $X = \omega(P) = -3$.

Пример 15. Напишите формулы оксидов, которые можно получить при термическом разложении перечисленных ниже гидроксидов:



Решение. H_2SiO_3 - определим степень окисления кремния в кислоте: $\omega(H) = +1$, $\omega(O) = -2$, отсюда: $2 \cdot (+1) + X + 3 \cdot (-2) = 0$. $\omega(Si) = X = +4$. Составляем формулу оксида - SiO_2 .

$Fe(OH)_3$ - заряд каждой гидроксогруппы равен -1, следовательно $\omega(Fe) = +3$ и формула соответствующего оксида Fe_2O_3 .

H_3AsO_4 - степень окисления мышьяка в кислоте: $3 \cdot (+1) + X + 4 \cdot (-2) = 0$. $X = \omega(As) = +5$. Таким образом формула оксида - As_2O_5 .

H_2WO_4 - $\omega(W)$ в кислоте равна +6, таким образом формула соответствующего оксида - WO_3 .

$Cu(OH)_2$ - так как имеется две гидроксогруппы, заряд которой равен -1, следовательно $\omega(Cu) = +2$ и формула оксида - CuO .

Как правило, элементы могут иметь несколько степеней окисления.

Рассмотрим, как с помощью таблицы Д.И. Менделеева можно определить основные степени окисления элементов.

Устойчивые степени окисления элементов главных подгрупп можно определять по следующим правилам:

1. У элементов I-III групп существуют единственные степени окисления - положительные и равные по величине номерам групп (кроме таллия, имеющего $\omega = +1$ и $+3$).

2. У элементов IV-VI групп, кроме положительной степени окисления, соответствующей номеру группы, и отрицательной, равной разности между числом 8 и номером группы, существуют еще промежуточные степени окисления, обычно отличающиеся между собой на 2 единицы.

3. Для элементов IV, V и VI групп степени окисления, соответственно, равны +4, +2 -2, -4; +5, +3, -1, -3; +6, +4, -2. Элемент V группы - висмут - встречается почти исключительно в трехвалентном состоянии, т.е. в степени окисления +3.

4. У элементов VII группы существуют все степени окисления от +7 до -1, различающиеся на две единицы, т.е. +7, +5, +3, +1 и -1. В группе галогенов выделяется фтор, который не имеет положительных степеней окисления и в соединениях с другими элементами существует только в одной степени окисления -1.

У элементов **побочных подгрупп** нет простой связи между устойчивыми степенями окисления и номером группы. У некоторых элементов побочных подгрупп устойчивые степени окисления следует просто запомнить. К таким элементам относятся:

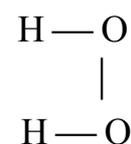
Cr (+3 и +6), Mn (+7, +6, +4 и +2), Fe, Co и Ni (+3 и +2), Cu (+2 и +1), Ag (+1), Au (+3 и +1), Zn и Cd (+2), Hg (+2 и +1).

Для составления формул трех- и многоэлементных соединений по степеням окисления необходимо знать степени окисления всех элементов. При этом количество атомов элементов в формуле определяется из условия равенства суммы степеней окисления всех атомов заряду формульной единицы (молекулы, иона). Например, если известно, что в незаряженной формульной единице имеются атомы К, Cr и O со степенями окисления равными +1, +6 и -2 соответственно, то этому условию будут удовлетворять формулы K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $K_2Cr_3O_{10}$ и многие другие; аналогично этому иону с зарядом -2, содержащему Cr^{+6} и O^{-2} будут соответствовать формулы CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, $Cr_3O_{10}^{2-}$, $Cr_4O_{13}^{2-}$ и т.д.

2. **Координационная (структурная) валентность** или координационное число $V_{к.ч.}$ - определяет число соседних атомов. Например, в молекуле SO_3 у серы число соседних атомов кислорода равно 3 и $V_{к.ч.} = 3$, $V_{стх} = 6$.

3. **Электронная или связевая валентность** V_e ($V_{св.}$) - число химических связей, образуемых данным атомом. При этом за одну **химическую связь** принимают одну пару электронов, обеспечивающих соединение атомов. Например, в H_2O_2

$$V_{стх}(O) = 1, V_{к.ч.}(O) = 2, V_{св.}(O) = 2.$$



В SO_3 связевая валентность, наоборот, совпадает со стехиометрической ($V_{св.} = 6$).

1.3. Определение атомных и молекулярных масс

Из закона Авогадро следует, что два газа одинаковых объемов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул; однако они имеют неодинаковые массы: масса одного газа во столько раз больше другого, во сколько раз молярная масса первого больше молярной массы другого:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D, \quad (13)$$

где D - относительная плотность одного газа (1) по другому (2) - величина безразмерная. Отсюда:

$$M_1 = M_2 \cdot D. \quad (14)$$

Пример 16. Масса $0,001 \text{ м}^3$ (н.у.) равна 1,25 г. Вычислить: а) M газа, б) массу одной молекулы газа, в) плотность газа относительно воздуха.

Решение. Молярную массу газа найдем по молярному объему (1 моль газа при н.у. занимает $V = 22,4 \text{ л}$).

- а) 1 л газа имеет массу 1,25 г
 $22,4 \text{ л} - X \text{ г}, \quad X = 28 \text{ г}, \quad M_{\text{газа}} = 28 \text{ г/моль}.$
- б) 1 моль газа - $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул - 28 г
 1 молекула - X г,

$$X = \frac{28}{6,02 \cdot 10^{23}} = 4,7 \cdot 10^{-23} \text{ г};$$

в) D газа по воздуху = $M_{\text{газа}} / M_{\text{воздуха}}$ ($M_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль}$),
 D газа по возд = $28 / 29 = 0,96$, т. е. данный газ легче воздуха в 0,96 раза.

Пример 17. Анализ показал, что соединение состоит из 30,43% азота и 69,57% кислорода. Относительная плотность этого вещества по водороду равна 46. Определить его молекулярную массу и формулу.

Решение. Согласно (13) определяем относительную молекулярную массу вещества:

$$M_r = 2D_H = 2 \cdot 46 = 92.$$

Формулу вещества примем N_xO_y . Чтобы найти соотношение между x и y , надо разделить весовые количества (в данном примере процентное содержание) азота и кислорода на соответствующие атомные массы:

$$x : y = \frac{30,43}{14} : \frac{69,57}{16} = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Отсюда простейшая формула вещества — NO_2 , которой соответствует молекулярная масса 46. Разделив 92 на 46, получим 2. Значит, простейшую формулу надо удвоить, т.е. истинная формула вещества — N_2O_4 .

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

- 1) Какую массу составляют $1,5 \cdot 10^{22}$ атомов кальция?
Ответы: 1) 100г 2) 2г 3) 1г 4) 1кг
- 2) Определить молекулярную массу газа, если 0,824 г его (н.у.) занимает объем 0,26л.
Ответы: 1) 71 2) 58 3) 64 4) 28
- 3) В каком соединении эквивалентная масса азота имеет наибольшее значение?
Ответы: 1) NO_2 2) N_2O_3 3) HNO_2 4) N_2O
- 4) Соединение некоторого элемента с водородом содержит 25% водорода. Чему равна эквивалентная масса этого элемента?
Ответы: 1) 4 2) 8 3) 3
- 5) Найти эквивалентную массу гидроксида Cr(III) в реакции
 $Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3CrO_3 + 3H_2O$

Ответы: 1) 103 2) 34,33 3) 51,5

б) Определить эквивалентную массу металла, если 0,046 г его вытеснили из кислоты 62,35 мл водорода, собранного над водой при температуре 17⁰ С и давлении 1,017·10⁵ Па (764,52 мм рт.ст.). Давление водяного пара при этой температуре равно 0,193·10⁵ Па (14,53 мм рт.ст.).

Ответ:

Заполните таблицу ответов и проверьте правильность по таблице, приведенной в конце тетради.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ						

Если Вы все задания выполнили верно, можно приступить к выполнению контрольного задания по этой теме из Вашего варианта. Если же на какой-то вопрос Вы ответили неверно, надо еще раз обратиться к упражнениям, разобрать решения по пособию и просмотреть дополнительную литературу, указанную в списке, по данной теме.

Выполняете домашнее задание по разделу 1 «Основные понятия и законы химии» (задачи с 1 по 6).

Контрольная работа по теме 1.

Вариант №

№ вопр.	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответ									

Список рекомендуемой литературы

1. Фролов В.В., Химия. - М., Высшая школа, 1986.
2. Курс общей химии под ред. Н.В.Коровина, М., Высшая школа, 1981, 1990.
3. Савельев Г.Г., Смолова Л.М., Общая химия. - Изд. ТПУ, 1998.
4. Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н., Задачи, упражнения и вопросы по общей химии, Томск, 1998.