

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Юго-Западный государственный университет»  
(ЮЗГУ)

Кафедра общей и неорганической химии



УТВЕРЖДАЮ  
Первый проректор - проректор по  
учебной работе

«7» 12 Е.А. Кудряшов  
2010 г.

**ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ  
И ЕГО ПРИМЕНЕНИЕ В ХИМИЧЕСКИХ РАСЧЕТАХ**

Методические указания  
по дисциплине "Химия"

Курс 2010



## Контрольные вопросы

1. Что такое эквивалент?
2. Что такое фактор эквивалентности,  $f_{\text{Э}}$ ?
3. Что такое эквивалентная масса,  $M_{\text{Э}}$ ?
4. Как находится эквивалентная масса,  $M_{\text{Э}}$ ?
5. Что такое эквивалентный объем,  $V_{\text{Э}}$ ? Для каких веществ используется это понятие?
6. Как находится эквивалентный объем,  $V_{\text{Э}}$ ?
7. Как находится фактор эквивалентности для кислот при максимальном содержании эквивалентов в молекуле? Для оснований? Для солей?
8. Как находится фактор эквивалентности для солеобразующих оксидов в обменных реакциях?
9. Как найти эквивалент вещества, если дана конкретная реакция?
10. Как находится эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях?
11. Как формулируется закон эквивалентов?
12. Какие преимущества имеют стехиометрические расчеты с использованием закона эквивалентов?

## Эквивалент и закон эквивалентов

### 1.1. Масса и количество вещества

Массу вещества в химии измеряют в граммах, а количество - в молях.

*Моль - количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, эквивалентов и т.д.), сколько атомов содержится в 0,012 кг (12 г) углерода-12.*

При использовании термина "моль" следует указывать частицы, к которым относится этот термин. Соответственно, можно говорить: "моль молекул", "моль атомов", "моль ионов", "моль эквивалентов" и т.д. Например, моль молекул водорода, моль атомов водорода, моль ионов водорода, моль эквивалентов водорода. Так как 12 г углерода-12 содержит  $\sim 6,022 \cdot 10^{23}$  атомов углерода (постоянная Авогадро), то *моль - количество вещества, которое содержит  $6,022 \cdot 10^{23}$  структурных элементов (молекул, атомов, ионов, эквивалентов и т.д.).*

Отношение массы вещества к количеству вещества называют **молярной массой**,  $M$ . Другими словами, *молярная масса - это масса одного моля вещества*. Основной единицей молярной массы в системе СИ является

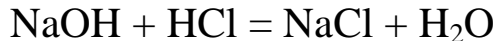
кг/моль, в химической практике - г/моль. Например, молярная масса лития  $M(Li) = 6,939$  г/моль, молярная масса метана  $M(CH_4) = 16,043$  г/моль. Если вместо слов "атомная масса лития" сказать "молярная масса лития" - ошибки не будет.

Для газообразных веществ отношение объема вещества к количеству вещества называют **молярным объемом**,  $V_M$ . Другими словами, *молярный объем - это объем одного моля газообразного вещества*. Это величина постоянная. Для любого газообразного вещества при нормальных условиях (н.у.:  $T_0 = 273$  К,  $P_0 = 101,3$  кПа или 760 мм рт. ст.)  $V_M = 22,4$  л.

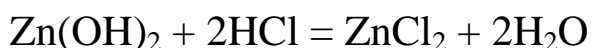
## 1.2. Расчеты эквивалентов

*Эквивалент (Э) - это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождают или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода ( $H^+$ ) в ионообменных реакциях или одному электрону ( $e^-$ ) в окислительно-восстановительных реакциях.*

Например, в реакции:



эквивалентом будет *реальная* частица - ион  $Na^+$ , в реакции



эквивалентом будет являться *условная* (мнимая) частица  $1/2Zn(OH)_2$ .

Так же, как в случае молекул, атомов или ионов, эквивалент описывают с помощью химических формул. Например, гидроксид калия во всех обменных реакциях может присоединять один ион водорода, следовательно, эквивалентом гидроксида калия будет молекула *KOH*.  $\mathcal{E} = \{KOH\}$ . Эквивалентом соляной кислоты в ионообменных реакциях будет *HCl*.  $\mathcal{E} = \{HCl\}$ . Цинк может окисляться только до  $Zn^{2+}$ , следовательно, в окислительно-восстановительных реакциях эквивалентом цинка будет условная величина, половина его атома или иона,  $\mathcal{E} = 1/2\{Zn\}$ . Для фосфорной кислоты  $\mathcal{E} = 1/3\{H_3PO_4\}$ . Это химическая формула эквивалента.

*Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, получила название фактора эквивалентности,  $f_{\mathcal{E}}$ .*

Так, в рассматриваемых случаях эквивалентом гидроксида калия будет молекула  $KOH$  и  $f_{\text{Э}}(KOH) = 1$ ,  $f_{\text{Э}}(HCl) = 1$ , а эквивалентом иона  $Zn^{2+}$  будет половина иона  $Zn^{2+}$ ,  $f_{\text{Э}}(Zn) = 1/2$ .

**Масса одного моля эквивалентов называется молярной массой эквивалентов вещества (эквивалентной массой)  $M_{\text{Э}}$ .** Она рассчитывается, как произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества:

$$M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M \text{ (г/моль)} \quad (1)$$

Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов образующих его составных частей.

**Газообразные вещества** помимо молярной массы эквивалента имеют **молярный объем эквивалента,  $V_{\text{Э}}$ , (или эквивалентный объем)** - объем, занимаемый молярной массой эквивалента или объем одного моль эквивалента.

Он измеряется в литрах и вычисляется (при н.у.,  $T_0 = 273 \text{ К}$ ,  $P_0 = 760 \text{ мм рт. ст.}$  или  $101,3 \text{ кПа}$ ), как произведение фактора эквивалентности на молярный объем газа:

$$V_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot V_{\text{М}} = f_{\text{Э}} \cdot 22,4 \text{ (л)} \quad (2)$$

**Физический смысл эквивалента** заключается в том, что эквивалент характеризует реакционные возможности вещества: **сколько именно** ионов водорода или эквивалентных ему однозарядных частиц может использовать молекула (ион) вещества в ионообменных реакциях, или **сколько именно** электронов потребуется для превращения этой молекулы (иона) в окислительно-восстановительных реакциях (ОВР).

Максимальное содержание эквивалентов в молекуле вещества, как в ионообменных реакциях, так и в ОВР можно определить по формулам, рассматривая состав соединения.

**Пример 1.** В обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определить: а) фактор эквивалентности,  $f_{\text{Э}}$ ; б) химическую формулу эквивалента,  $\text{Э}$ ; в) молярную массу эквивалентов,  $M_{\text{Э}}$ , для следующих веществ из классов кислот, оснований и солей:  $H_3PO_4$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$

**Решение:** Для кислот, оснований и солей фактор эквивалентности в обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определяется по формуле:

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n \cdot z} \quad (3)$$

$n \cdot z$

где  $n$  - число функциональных групп в молекуле,

$z$  - абсолютная величина заряда функциональной группы.

Функциональными группами в кислотах являются ионы водорода, в основаниях - ионы гидроксила, в солях - ионы металла. Конечно, в кислых солях также ионы  $H^+$ , а в основных -  $OH^-$ , в зависимости от реакции. Таким образом:

$$\begin{aligned} &\text{для } H_3PO_4 \quad \text{а) } f_3 = 1/3, \quad \text{б) } \mathcal{E} = 1/3\{H_3PO_4\}, \\ \text{в) } M_3 &= f_3 \cdot M(H_3PO_4) = 1/3(3,0 + 31,0 + 4 \cdot 16,0) = 98,0/3 = 32,7 \text{ г/моль} \\ &\text{для } Ca(OH)_2 \quad \text{а) } f_3 = 1/2, \quad \text{б) } \mathcal{E} = 1/2\{Ca(OH)_2\}, \\ \text{в) } M_3 &= f_3 \cdot M(Ca(OH)_2) = 1/2(40,1 + 2 \cdot 17,0) = 74,1/2 = 37,0 \text{ г/моль.} \\ &\text{для } Al_2(SO_4)_3 \quad \text{а) } f_3 = 1/(2 \cdot 3) = 1/6, \quad \text{б) } \mathcal{E} = 1/6\{Al_2(SO_4)_3\}, \\ \text{в) } M_3 &= f_3 \cdot M(Al_2(SO_4)_3) = 1/6(2 \cdot 27,0 + 3 \cdot 96,0) = 342/6 = 57,0 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

**Оксиды** делятся на солеобразующие (кислотные, амфотерные, основные) и несолеобразующие. Для несолеобразующих (безразличных) оксидов  $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$  характерны окислительно-восстановительные реакции, (ОВР). В ОВР эквивалент всегда рассчитывается по изменению степени окисления.

Для солеобразующих оксидов в реакциях не ОВР фактор эквивалентности определяется по формуле (3) для кислот (оснований), ангидридом которых является данный оксид.

**Пример 2.** Определить в реакциях присоединения/разложения, не являющихся ОВР, а) фактор эквивалентности,  $f_3$ ; б) химическую формулу эквивалента,  $\mathcal{E}$ ; в) молярную массу эквивалентов,  $M_3$ , а для газов и г) объем моля эквивалентов,  $V_3$ , при максимальном содержании эквивалентов в молекуле для следующих веществ из класса оксидов.  $CO_2$  - газ,  $CaO$ ,  $P_2O_5$ .

**Решение:**  $CO_2$  - кислотный оксид, является ангидридом двухосновной угольной кислоты  $H_2CO_3$ , в соответствии с чем его фактор эквивалентности составляет 1/2.

а)  $f_3 = 1/2$ ; б)  $\mathcal{E} = 1/2\{CO_2\}$ , в)  $M_3 = f_3 \cdot M_{CO_2} = 1/2 (12,0 + 2 \cdot 16,0) = 44,0/2 = 22,0$  г/моль. Так как  $CO_2$  - газ, определяем еще объем моля эквивалентов (эквивалентный объем): г)  $V_3 = f_3 \cdot 22,4 = 11,2$  л.

$CaO$  - основной оксид, являющийся ангидридом двухкислотного основания  $Ca(OH)_2$ , в соответствии с чем его фактор эквивалентности составляет 1/2.

а)  $f_3 = 1/2$ , б)  $\mathcal{E} = 1/2\{CaO\}$ , в)  $M_3 = f_3 \cdot M_{CaO} = 1/2(40,1 + 16,0) = 56,1/2 = 28,0$  г/моль.

$P_2O_5$  - кислотный оксид, дающий при взаимодействии с водой две молекулы трехосновной фосфорной кислоты  $H_3PO_4$ . по реакции:



Следовательно, одна молекула  $P_2O_5$  эквивалентна 6 ионам водорода, в соответствии с чем, его фактор эквивалентности находится из формулы  $f_{\text{Э}} = 1/(2 \cdot 3)$  и составляет  $1/6$ .

$$\text{а) } f_{\text{Э}} = 1/6, \quad \text{б) } \text{Э} = 1/6\{P_2O_5\},$$

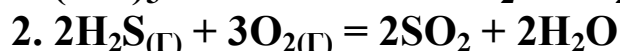
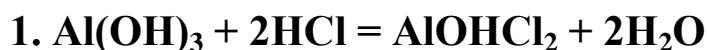
$$\text{в) } M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{P_2O_5} = 1/6(2 \cdot 31,0 + 5 \cdot 16,0) = 142/6 = 23,67 \text{ г/моль}$$

Если дана конкретная реакция, то состав эквивалента следует определять из сопоставления начальных и конечных продуктов реакции.

**В первую очередь** следует определить, с каким **типом реакции мы имеем дело**: с окислительно-восстановительной реакцией (ОВР) или с не-ОВР. К последним относятся реакции, в которых не меняются степени окисления элементов, например, ионнообменные реакции и часть реакций разложения. Из определения эквивалента следует, что в зависимости от типа реакции, по разному определяется состав эквивалента вещества. В ионообменных реакциях (не-ОВР) надо рассматривать, сколько ионов водорода или эквивалентных ему частиц ( $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $OH$ ,  $Cl$  и т.д.) взаимодействует с рассматриваемым веществом. Напоминаем, что окислительно-восстановительными реакциями (ОВР), являются такие, в которых изменяются степени окисления (С.О.) элементов.

В ОВР для того, чтобы определить фактор эквивалентности и правильно записать химическую формулу эквивалента, надо определить С.О. окисляющегося или восстанавливающегося элемента в данном веществе до и после реакции и определить число электронов, перемещаемых в оболочке этого элемента. Согласно определению, эквивалент составит такую часть молекулы, которая приходится на 1 электрон. **Никакого учета коэффициентов в реакциях при этом не требуется.**

**Пример 3.** Определить: фактор эквивалентности,  $f_{\text{Э}}$ , химическую формулу эквивалента,  $\text{Э}$ , молярную массу эквивалентов,  $M_{\text{Э}}$ , и (для газов) молярный объем эквивалентов,  $V_{\text{Э}}$ , реагирующих веществ в следующих реакциях:



**Решение.** Реакция 1 является ионообменной В ней  $Al(OH)_3$  превращается в  $AlOHC l_2$ , т.е. в молекуле гидроксида алюминия замещаются два иона  $OH$ , каждый из которых эквивалентен одному иону водорода, на ионы  $Cl$ . Следовательно, ее эквивалент в данной конкретной реакции составляет  $1/2$

молекулы  $Al(OH)_3$ .  $f_{\text{Э}}=1/2$ ;  $\text{Э} = 1/2\{Al(OH)_3\}$ ;  $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{Al(OH)_3} = 1/2(27,0 + 3 \cdot 17,0) = 39$  г/моль.

Молекула  $HCl$  в любой ионообменной реакции может отдавать только 1 ион водорода  $H^+$ , следовательно, содержит 1 эквивалент.  $f_{\text{Э}}=1$ ,  $\text{Э} = \{HCl\}$ .  $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{HCl} = 1 \cdot (1,0 + 35,5) = 36,5$  г/моль.

Реакция **2** окислительно-восстановительная. В ней сера меняет свою С.О. от -2 (в  $H_2S$ ) до +4 (в  $SO_2$ ). Перемещаются 6 электронов. Следовательно, в данной конкретной реакции молекула сероводорода содержит 6 эквивалентов.  $f_{\text{Э}} = 1/6$ ,  $\text{Э} = 1/6\{H_2S\}$   $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{H_2S} = 1/6(2,0 + 32,1) = 5,7$  г/моль. Сероводород - газ.  $V_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot 22,4 = 3,73$  л.

Кислород в реакции **2** меняет свою С.О. от 0 до -2. При этом у каждого атома кислорода перемещаются 2 электрона. В молекуле кислорода  $O_2$  неразрывно связаны 2 атома. Следовательно, молекула кислорода содержит 4 эквивалента.  $f_{\text{Э}} = 1/4$ ,  $\text{Э} = 1/4\{O_2\}$   $M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{O_2} = 1/4(2 \cdot 16) = 8$  г/моль. Кислород - газ.  $V_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot 22,4 = 5,6$  л.

Итак, обобщая вышеизложенный материал, **расчет фактора эквивалентности** для некоторых классов химических соединений можно представить в виде **таблицы 1**.

Таблица 1 - Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot v(\text{Э})}$	$f_{\text{Э}}(H_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$ ; $f_{\text{Э}}(O_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4$ ; $f_{\text{Э}}(Cl_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$ ;



	где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$
<b>Оксид</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \times 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \times 5) = 1/10$
<b>Кислота</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)},$ где $n(\text{H}^+)$ – число ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{HCl}) = 1/1 = 1$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$
<b>Основание</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)},$ где $n(\text{OH}^-)$ – число гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_{\text{Э}}(\text{KOH}) = 1$ $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$
<b>Соль</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})},$ где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку) $f_{\text{Э}}(\text{ZnCl}_2) = 1/(1 \times 2) = 1/2$ (расчет по металлу) $f_{\text{Э}}(\text{NaCl}) = 1/(1 \times 1) = 1/2$ (расчет по металлу)
<b>Частица в окислительно-восстановительных реакциях</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n_{\text{э}}},$ где $n_{\text{э}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{Э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{Э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
<b>Ион</b>	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{ z },$ где $z$ – заряд иона	$f_{\text{Э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

### 1.3. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов был сформулирован в 1800 г так: "все вещества реагируют в эквивалентных отношениях". Современное определение закона эквивалентов гласит:

***Моль эквивалентов одного вещества реагирует с одним молем эквивалентов другого вещества.***

Распространено определение, позволяющее использовать закон эквивалентов для стехиометрических расчетов без написания и анализа химических уравнений: ***Массы участвующих в реакции веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов:***

$$m_1/m_2 = M_{\text{Э}1}/M_{\text{Э}2} \quad (4)$$

Для газов справедливо также определение, использующее молярные объемы эквивалентов:

***Объемы участвующих в реакции газообразных веществ пропорциональны объемам моля их эквивалентов:***

$$V_1/V_2 = V_{\text{Э}1} \cdot V_{\text{Э}2} \quad (5)$$

Поделив массу каждого вещества на молярную массу его эквивалента, получаем:

$$m_1/M_{\text{Э}1} = m_2/M_{\text{Э}2} \quad (6)$$

***т.е. количества молей эквивалентов, участвующих в реакции веществ, равны между собой.***

***Пример 4.*** Какую навеску алюминия растворили в кислоте, если объём выделившегося водорода при  $T = 291 \text{ К}$  и  $P_{\text{H}_2} = 734 \text{ мм рт. ст.}$  равен 113 мл?

***Решение:*** а) Используя объединенный газовый закон:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} \quad (7)$$

находим объем, который занимают 113 мл водорода при нормальных условиях:

$$V_0 = \frac{V_1 \cdot P_1 \cdot T_0}{P_0 \cdot T_1} = \frac{113 \cdot 734 \cdot 273}{760 \cdot 291} = 103 \text{ мл}$$

Здесь все величины с индексом 1 ( $P_1, V_1, T_1$ ) - данные эксперимента,  $P_0$  - давление при нормальных условиях (760 мм рт. ст.),  $T_0$  - температура при нормальных условиях (273 К)

б) Алюминий стоит в 3 группе Периодической системы элементов, окисляется всегда до  $Al^{3+}$ . Следовательно, эквивалент алюминия составляет одну треть его атома  $\text{Э}_{Al} = 1/3\{Al\}$ . Отсюда молярная масса эквивалентов

алюминия составляет одну треть его молярной массы его атомов.  $M_{Al} = 27/3 = 9$  г/моль.

Один атом водорода содержит один эквивалент. В молекуле водорода  $H_2$  связано 2 атома. Следовательно  $\mathcal{E}_{H_2} = \frac{1}{2}\{H_2\}$ . Объем моля эквивалентов водорода при н.у.  $V_{\mathcal{E} H_2} = 22,4/2 = 11,2$  л или 11 200 мл

По закону эквивалентов рассчитываем навеску алюминия:

9 г  $Al$  вытесняют из кислоты 11 200 мл  $H_2$

$X$  г  $Al$  вытесняют из кислоты 103 мл  $H_2$

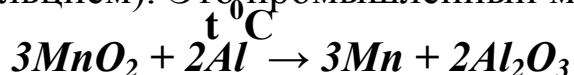
$$X = \frac{9 \cdot 103}{11\,200} = 0,082 \text{ г}$$

**Ответ:** В кислоте растворили 0,082 г алюминия.

Обратите внимание, что при расчетах с применением закона эквивалентов нам нет нужды выяснять, какая конкретно кислота использовалась для растворения, какая соль получилась и по какому уравнению.

**Пример 5.** Сколько граммов марганца можно получить из  $MnO_2$ , если израсходовано было 3 моль эквивалентов алюминия?

*Решение.* В данной задаче речь идет о получении чистых металлов из их оксидов методом восстановления другим, более активным металлом (алюминием, магнием, кальцием). Это промышленный метод алюмотермии:



При расчетах с использованием закона эквивалентов нам не нужно уравнение реакции и не важно, какой именно активный металл использовался. Нужно знать, сколько молей эквивалентов задействовано в реакции и какова молярная масса эквивалента получаемого металла. Если задействовано 3 моль эквивалентов алюминия, то и образуется 3 моль эквивалентов марганца. В данном случае  $MnO_2 \rightarrow Mn$  и С.О. марганца меняется от +4 до 0. Фактор эквивалентности  $f_{\mathcal{E}} = \frac{1}{4}$ . Молярная масса эквивалентов марганца  $M_{\mathcal{E}}(Mn) = f_{\mathcal{E}} \cdot M_{Mn} = 55,0/4 = 13,75$  г/моль. В реакции задействовано три моля эквивалентов, следовательно, получено  $3 \cdot 13,75 = 41,25$  г  $Mn$ .

**Ответ:** Таким методом можно получить 41,25 г марганца

## 1.4. Лабораторная работа

### *Определение молярной массы эквивалентов металла (Mg, Al или Zn) методом вытеснения водорода*

Метод основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при действии на нее металла.

Применяемый для этой цели прибор состоит из двух бюреток, укрепленных на штативе и соединенных резиновой трубкой. В эти сообщающиеся сосуды залита вода приблизительно до середины бюреток. Одна из бюреток (измерительная) сверху закрыта пробкой с отводной трубкой, к которой присоединяют пробирку, где происходит реакция между кислотой и металлом. Другая бюретка служит приемником для воды, вытесняемой выделяющимся при реакции водородом.

Объем выделившегося водорода определяют по разности уровней воды в измерительной бюретке до и после опыта, приведя воду в обеих бюретках к одному уровню. Тогда давление в измерительной бюретке равно атмосферному.

Получите навеску металла у лаборанта. Проверьте герметичность прибора. Для этого одну из бюреток переместите вместе с лапкой штатива так, чтобы уровень воды в ней стал на 10-15 см выше, чем в первой бюретке. Если разница в уровнях не изменяется, прибор исправен ("держит"); если уровни в бюретках выравниваются, прибор негерметичен, пропускает воздух, о чем следует заявить лаборанту. В пробирку налейте соляной кислоты (на 1 четверть пробирки). Поддерживая пробирку в наклонном положении, поместите навеску металла (не опуская в кислоту) на стенку у отверстия пробирки и закройте пробирку пробкой с отводной трубкой от бюретки.

Приведите воду в бюретках к одному уровню и отметьте уровень воды в закрытой бюретке. Отсчет производите по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхните металл в кислоту (смойте его кислотой). Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки.

По окончании реакции дайте пробирке охладиться на воздухе, после чего снова приведите воду в бюретках к одинаковому уровню и запишите новый уровень воды в той же бюретке, в которой отмечали исходный уровень. По разностей уровней воды до и после реакции рассчитайте объем выделившегося водорода.

Даже при комнатной температуре пар над поверхностью воды обладает заметным давлением. Поэтому для определения парциального давления во-

дорода необходимо от общего (атмосферного) давления вычесть давление насыщенного пара  $h$  (см. табл. 2).

$$P_{H_2} = P_{атм} - h \quad (8)$$

Для приведения объема выделившегося водорода к нормальным условиям используют уравнение газового состояния (объединенный газовый закон):

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_1 \cdot P_{H_2}}{T_1} \quad (9)$$

Здесь  $V_0$  - объем выделившегося водорода при н.у., мл;

$P_0$  - давление водорода при н.у., равное 760 мм рт. ст.;

$T_0$  - температура нормальных условий (н.у.) равная 273 К;

$T_1$  - температура опыта, К;

$V_1$  - объем выделившегося водорода в эксперименте;

$P_{H_2}$  - парциальное давление водорода при условиях опыта.

Определив объем водорода при н.у., вычисляют массу 1 моль эквивалентов металла: из пропорции:

$m$  г металла - вытесняют при н.у.  $V_0$  мл водорода;

$M_{Э}$  г/моль металла - 11200 мл водорода.

Сравнивая экспериментально найденную молярную массу эквивалентов металла с теоретическим значением молярной массы эквивалентов металла (*Mg, Al, Zn*), определите, какой металл был взят для реакции. Запишите уравнение реакции взаимодействия этого металла с соляной кислотой. Запишите в журнал:

- массу навески металла  $m$  г;

- уровень воды в бюретке до реакции  $V'$  мл; и после реакции  $V''$  мл;

- температуру,  $t^{\circ}C$  и  $T$  К;

- атмосферное давление  $P_{атм}$  мм рт. ст.;

- давление насыщенного водяного пара,  $h$  мм рт. ст.;

По полученным данным рассчитайте:

- объем выделившегося водорода  $V_1 = V'' - V'$ , мл;

- парциальное давление водорода  $P_{H_2}$  мм рт. ст.;

- объем водорода при нормальных условиях  $V_0$ ; мл;

- теоретическую молярную массу эквивалентов  $M_{Э теор}$  (*Mg, Al, Zn*), г/моль;

- опытную молярную массу эквивалентов металла,  $M_{Э}$  (экспер.), г/моль;

- ошибки опыта:

а) абсолютную,  $\delta_{\text{абс.}}$ , Г;

б) относительную,  $\delta_{\text{отн}}$ , %.

Абсолютная ошибка опыта рассчитывается как абсолютная величина разности между экспериментально найденным и теоретическим значениями молярной массы эквивалентов металла. Относительная ошибка опыта рассчитывается как отношение абсолютной ошибки к теоретическому значению, выраженное в процентах.

**Таблица 2 - Давление насыщенного водяного пара**

<b>T, °C</b>	<b>h, мм рт. ст.</b>	<b>T, °C</b>	<b>h, мм рт. ст.</b>	<b>T, °C</b>	<b>h, мм рт. ст.</b>
13	11,2	19	16,5	25	23,8
14	11,9	20	17,5	26	25,2
15	12,6	21	18,7	27	26,7
16	13,6	22	19,8	28	28,1
17	14,5	23	21,1	29	29,8
18	15,5	24	22,4	30	31,6

### Индивидуальное задание № 1 (ДИЗ № 1)

**Задача 1. В обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определить:**

**а) химическую формулу эквивалента и фактор эквивалентности - для всех 4-х соединений;**

**б) молярную массу эквивалентов - для подчеркнутого;**

**в) эквивалентный объём (н.у.) - для газообразного соединения**

**А.** Кремниевая кислота, оксид азота (III) - газ, сернокислый алюминий, оксид серы (VI).

**Б.** Уксусная кислота, сульфат алюминия, гидроксид кальция, оксид углерода (IV) – газ.

**В.** Железокалиевые квасцы  $KFe(SO_4)_2$ , оксид серы (IV) - газ, угольная кислота, гидроксид меди (II).

**Г.** Алюмокалиевые квасцы  $KAl(SO_4)_2$ , оксид углерода (IV) - газ, серная кислота, гидроксид хрома (III).

**Д.** Фосфорная кислота, оксид азота (III) - газ, гидроксид бария, фосфат бария.

**Е.** Щавелевая кислота  $H_2C_2O_4$ , хлороводород - газ, оксид серы (VI), сульфат алюминия.

**Ж.** Сернистая кислота, гидроксид хрома (III), фосфат кальция, оксид азота (III) - газ.

**З.** Азотная кислота, оксид хрома (III), нитрат хрома (III), сероводород - газ.

**И.** Оксид натрия, гидроксид магния, сероводород - газ, фосфат бария.

**К.** Бромоводород - газ, гидроксид бария, сернокислый алюминий, оксид серы (VI).

**Л.** Кремниевая кислота, оксид азота (III) - газ, гидроксид алюминия, хромокалиевые квасцы  $KCr(SO_4)_2$ .

**М.** Фосфорная кислота, гидроксид кальция, фосфат кальция, оксид углерода (IV) - газ.

**Н.** Уксусная кислота, сульфат алюминия, оксид железа (III), оксид серы (IV) - газ.

**О.** Фтороводород - газ, гидроксид кальция, хлорид титана (IV), оксид серы (VI).

**П.** Хлороводород - газ, оксид фосфора (V), гидроксид железа (III), сульфат цинка.

Р. Щавелевая кислота  $H_2C_2O_4$ , гидроксид калия, оксид железа (III), аммиак - газ.

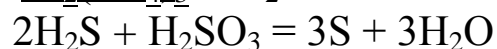
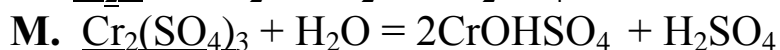
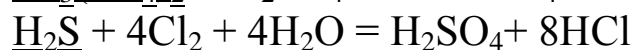
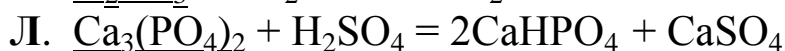
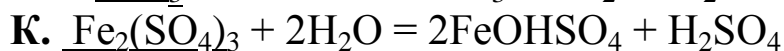
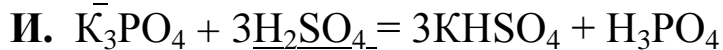
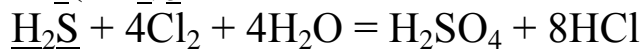
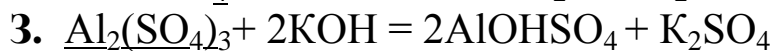
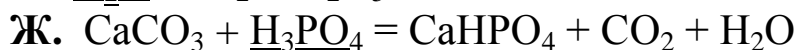
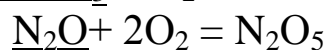
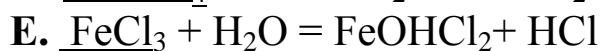
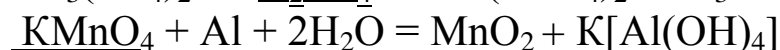
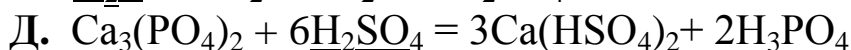
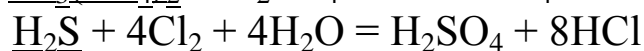
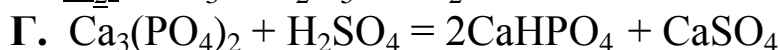
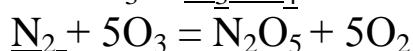
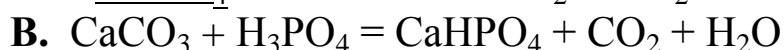
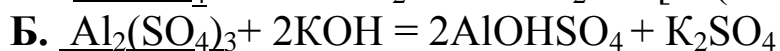
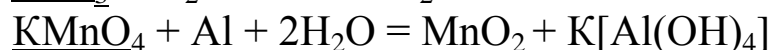
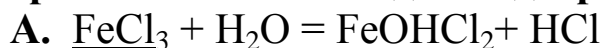
С. Угольная кислота, сульфат алюминия, гидроксид меди (II), оксид азота (III) - газ.

Т. Сероводород - газ, оксид алюминия, фосфат кальция, гидроксид марганца (II).

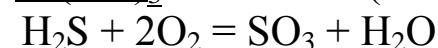
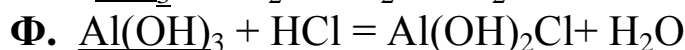
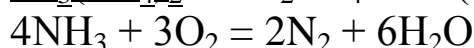
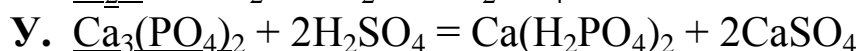
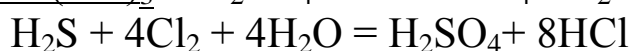
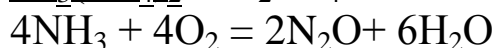
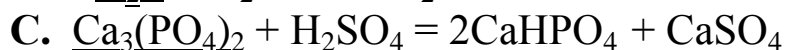
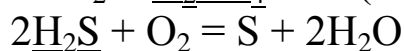
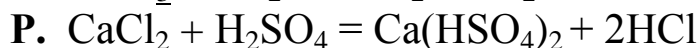
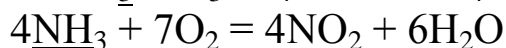
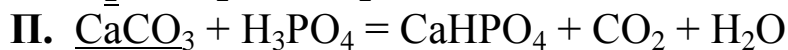
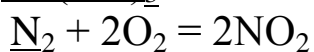
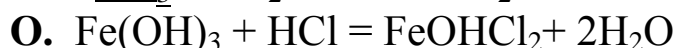
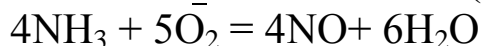
У. Серная кислота, гидроксид хрома (III), железокалиевые квасцы  $KFe(SO_4)_2$ , оксид серы (IV) - газ.

Ф. Сернистая кислота, гидроксид цинка, алюмокалиевые квасцы  $KAl(SO_4)_2$ , оксид углерода (IV) - газ.

**Задача 2. В предложенных реакциях определить состав эквивалента и фактор эквивалентности для подчеркнутых соединений.**







**Задача 3. Используйте закон эквивалентов!**

**А.** Сколько граммов вольфрама можно получить из  $\text{WO}_3$ , если израсходовано было 3 моль эквивалентов магния?

**Б.** Какой объём (н.у.) оксида углерода (IV) выделится при сгорании 1 моль эквивалентов углерода?

**В.** Какой объём кислорода (н.у.) поглотится при окислении 2 моль эквивалентов натрия?

**Г.** Какой объём (н.у.) водорода выделится при взаимодействии с водой 3 моль эквивалентов кальция?

**Д.** Какой объём (н.у.) водорода потребуется для восстановления 1 моль эквивалентов оксида титана (IV)?

**Е.** Какой объём (н.у.) водорода выделится при взаимодействии с кислотой 2 моль эквивалентов цинка?

**Ж.** Какой объём (н.у.) водорода выделится при взаимодействии с кислотой 2 моль эквивалентов хрома?

**З.** Какой объём (н.у.) оксида углерода (II) выделится при восстановлении одного моль эквивалентов оксида железа (II) углеродом?

**И.** Сколько граммов титана можно получить из  $\text{TiO}_2$ , если израсходовано было 2 моль эквивалентов алюминия?

**К.** Сколько граммов хрома может быть получено из оксида хрома (III), если израсходовано на восстановление 1 моль эквивалентов алюминия?

**Л.** Какой объем (н.у.) водорода выделится при взаимодействии со щелочью трех моль эквивалентов алюминия?

**М.** Какой объем кислорода (н.у.) поглотится при окислении 2 моль эквивалентов лития?

**Н.** Какой объем (н.у.) водорода выделится при взаимодействии со щелочью 2 моль эквивалентов цинка?

**О.** Какой объем (н.у.) водорода потребуется для восстановления 1 моль эквивалентов оксида вольфрама (VI)?

**П.** Какой объем (н.у.) водорода выделится при взаимодействии с кислотой 2 моль эквивалентов марганца?

**Р.** Какой объем (н.у.) водорода выделится при взаимодействии с кислотой 1 моль эквивалентов железа?

**С.** Какой объем (н. у.) оксида углерода (II) выделится при восстановлении одного моль эквивалентов оксида железа (III) углеродом?

**Т.** Сколько граммов марганца можно получить из  $MnO_2$ , если израсходовано было 3 моль эквивалентов алюминия?

**У.** Сколько граммов хрома может быть получено из оксида хрома (III), если пошло на восстановление 2 моль эквивалентов алюминия?

**Ф.** Какой объем (н.у.) водорода выделится при взаимодействии со щелочью двух моль эквивалентов алюминия?

#### **Задача 4.**

**А.** 1,62 г металла образует 1,74 г оксида. Вычислите эквивалентную массу металла.

**Б.** Одинаковое количество металла соединяется с 0,2 г  $O_2$  и 2,00 г галогена. Найти эквивалентную массу галогена.

**В.** При сгорании 2,50 г металла образуется 4,72 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла

**Г.** На восстановление 14,18 г оксида металла требуется 4,48 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу металла.

**Д.** 1,62 г. металла выделяет из кислоты 2,01 л водорода (н. у.). Вычислите эквивалентную массу металла.

**Е.** 1,71 г металла вытесняет из кислоты 700 мл водорода (н.у.). Определить эквивалентную массу металла.

**Ж.** 1,80 г оксида металла восстанавливаются 883 мл водорода (н.у.). Определить эквивалентную массу металла.

**З.** 16,8 г металла вытесняет из кислоты 3,36 л водорода (н.у.). Определить эквивалентную массу металла.

**И.** 1,75 г металла вытесняет из кислоты 0,7 л водорода (н.у.). Определить эквивалентную массу металла.

**К.** 1,00 г алюминия образует галогенид с 8,89 г галогена. Определить эквивалентную массу галогена.

**Л.** 1,00 г металла образует сульфид с 1,78 г серы. Определить эквивалентную массу металла.

**М.** Элемент образует оксид, в котором содержится 24,3 % кислорода. Определить эквивалентную массу элемента.

**Н.** Элемент образует оксид, в котором содержится 34,8 % кислорода. Определить эквивалентную массу элемента.

**О.** Определить эквивалентную массу металла, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.)

**П.** Определить эквивалентную массу металла, если 3,24 г металла образуют 3,72 г сульфида.

**Р.** 3,24 г металла образует 3,48 г оксида. Вычислите эквивалентную массу металла.

**С.** Одно и то же количество металла реагирует с 0,2 г кислорода и 3,17 г галогена. Найти эквивалентную массу галогена.

**Т.** При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла

**У.** На восстановление 7,09 г оксида металла требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу металла.

**Ф.** При взаимодействии с кислотой 3,24 г. металла выделяется 4,03 л  $H_2$  (н. у.). Найти эквивалентную массу металла.

## Список литературы

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – 23-е издание, испр. (Под ред. В.А. Рябиновича) - Л.: Химия, 1983
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1984.
3. Основы общей химии. В 3-х томах. - М.: Химия, 1965.
4. Новиков Г.И. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 1988.
5. Общая химия. Под ред. Соколовской Е.М. М.: МГУ, 1980
6. Павлов Н.Н. Неорганическая химия: Учебник для технологических специальностей вузов. - М.: Высшая школа 1986.-336с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1981.
8. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: Высшая школа, 1984.
9. Пилипенко А.Т., Починок В.Я., Серeda И.П., Шевченко Ф.Д. Справочник по элементарной химии Киев "Наукова думка", 1962, 560с.
10. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии М.: Высшая школа, 1984, 223с.
11. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии М.: Высшая школа, 1986, 239с.
12. Степин Б. Д., Применение Международной системы единиц физических величин в химии, М., 1990; Степин Б.Д., Цветков А.А., Неорганическая химия, М., 1994.