

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 09.03.2022 12:55:54
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

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
Е.А. Кудряшов
“ 7 ” / 12 2010 г.

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

Методические указания
по дисциплине "Химия"

Курск 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

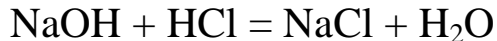
кг/моль, в химической практике - г/моль. Например, молярная масса лития $M(Li) = 6,939$ г/моль, молярная масса метана $M(CH_4) = 16,043$ г/моль. Если вместо слов "атомная масса лития" сказать "молярная масса лития" - ошибки не будет.

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.

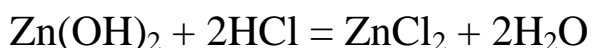
1.2. Расчеты эквивалентов

Эквивалент (Э) - это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать 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:

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

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:

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

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, 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 $1/6$.

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

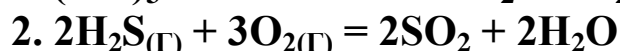
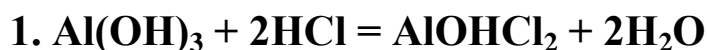
$$\text{в) } M_{\text{Э}} = f_{\text{Э}} \cdot M_{P_2O_5} = 1/6(2 \cdot 31,0 + 5 \cdot 16,0) = 142/6 = 23,67 \text{ г/моль}$$

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, 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	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$	$f_{\text{Э}}(H_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(O_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4$; $f_{\text{Э}}(Cl_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$;

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

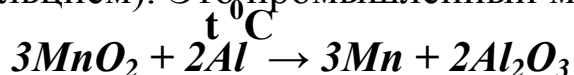
$$X = \frac{9 \cdot 103}{11\,200} = 0,082 \text{ г}$$

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

T, °C	h, мм рт. ст.	T, °C	h, мм рт. ст.	T, °C	h, мм рт. ст.
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.

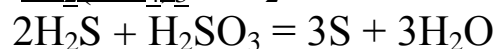
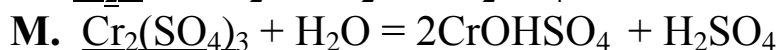
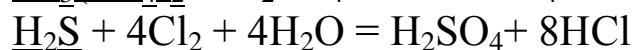
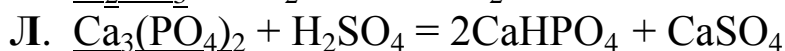
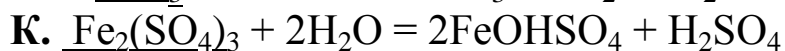
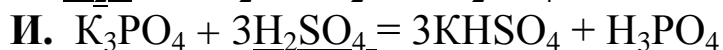
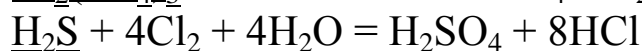
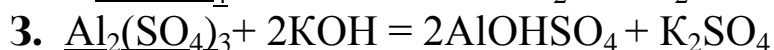
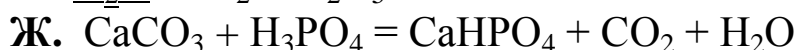
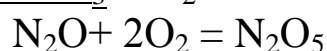
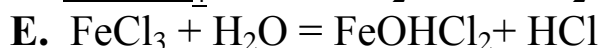
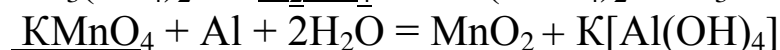
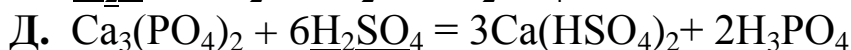
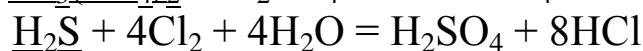
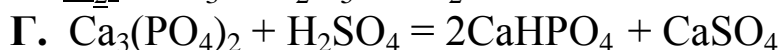
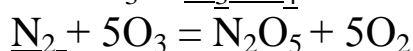
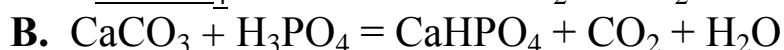
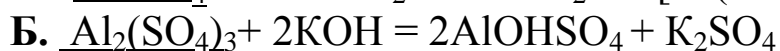
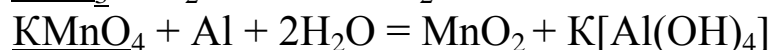
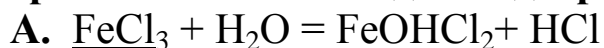
С. Угольная кислота, сульфат алюминия, гидроксид меди (II), оксид азота (III) - газ.

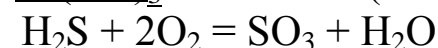
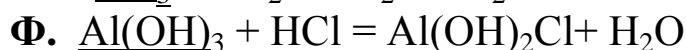
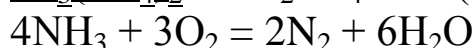
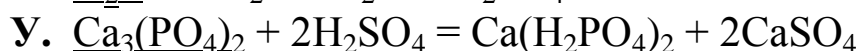
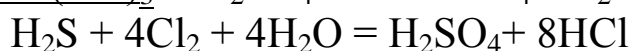
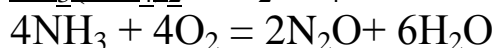
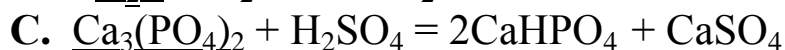
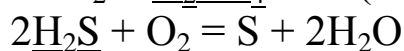
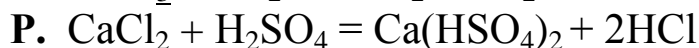
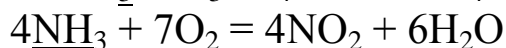
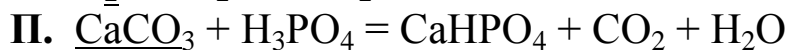
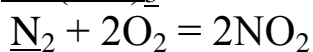
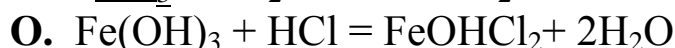
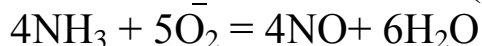
Т. Сероводород - газ, оксид алюминия, фосфат кальция, гидроксид марганца (II).

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 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 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.