

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 18.05.2026 09:42:04
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

О.Г. Локтионова
18.05.2024 г.



ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Методические указания по выполнению лабораторной работы и
для самостоятельной работы студентов технических (нехимиче-
ских) направлений подготовки

Курск - 2024

УДК 547

Составители: Е.А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *С.Д. Пожидаева*

Эквивалент. Закон эквивалентов: Методические указания по выполнению лабораторной работы и для самостоятельной работы студентов технических (нехимических) направлений подготовки / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2024. – 20с. – Библиогр.: с. 20.

Могут быть использованы для подготовки к выполнению лабораторной работы, а также для самостоятельной работы по теме методического указания. Содержат описание лабораторной работы, теоретический материал, вопросы для самопроверки и индивидуальные задания.

Методические указания предназначены для студентов технических (нехимических) направлений подготовки.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60*84 1/16.

Усл.печ.л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ . Бесплатно.

Юго-Западный государственный университет.

305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Содержание

Введение	4
Эквивалент	4
Закон эквивалентов	8
Вопросы для самопроверки	11
Лабораторная работа	11
Индивидуальные задания	14
Список рекомендуемой литературы	19
Приложение	20

Введение

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторной работе «Эквивалент. Закон эквивалентов» и выполнения самостоятельной работы по теме студентами технических (нехимических) направлений подготовки. Методические указания содержат описание лабораторной работы, включённой в лабораторный практикум дисциплины «Химия», требования к отчёту, вопросы для самоподготовки.

В указаниях разбирается теоретический материал по теме «Эквивалент. Закон эквивалентов». Рассматриваются примеры заданий. Все это позволяет студентам полноценно освоить материал темы и подготовиться к занятию.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению лабораторной работе, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

В методических указаниях приводятся задания, рекомендуемые для самостоятельного выполнения после изучения теоретического материала по теме. Приводится список рекомендуемой литературы.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

ЭКВИВАЛЕНТ

Эквивалент (Э) - это 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.

Ион водорода и электрон являются шаблонами одного эквивалента, первый в обменных процессах, второй – в окислительно – восстановительных. Обе частицы маленькие, поэтому **эквивалент**, приравненный к таким маленьким частицам, сам может быть **либо равен реальной частице, либо меньше ее в несколько раз**. Для

ограничения размера эквивалента используют величину, которая называется **фактор эквивалентности ($f_{\text{э}}$)**.

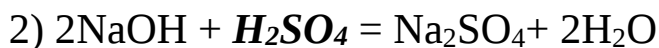
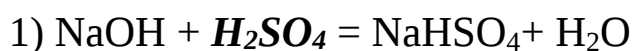
Физический смысл эквивалента заключается в том, что эквивалент характеризует реакционные возможности вещества: **сколько именно** ионов водорода или эквивалентных ему однозарядных частиц может использовать молекула (ион) вещества в ионообменных реакциях, или **сколько именно** электронов потребуется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

Фактор эквивалентности показывает, какая доля от реальной частицы соответствует одному эквиваленту этой частицы.

$$f_{\text{э}} = 1/z,$$

где z – эквивалентное число, равное целым числам, $z = 1, 2, 3, 4, \dots$. Фактически z равно числу замещенных катионов водорода, или принятых (отданных) электронов.

Например, определим факторы эквивалентности серной кислоты в двух реакциях:



В первом уравнении из двух катионов водорода, содержащихся в одной молекуле серной кислоты, подвергается замещению на ион натрия только один ион, поэтому фактор эквивалентности серной кислоты в этом случае равен единице, а сам эквивалент соответствует молекуле кислоты: $f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$. Во втором уравнении подвергаются замещению оба катиона водорода, каждый из которых соответствуют одному эквиваленту, следовательно, эквивалент равен половине молекулы серной кислоты: $f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$.

Не всегда представляется возможным определять размер эквивалента через катионы водорода. В этом случае можно учитывать количество замещенных в реакции обмена одновалентных частиц, например, гидроксид ионов OH^- , ионы первой или седьмой групп главных подгрупп (K^+ , Na^+ , Cl^- , F^- и т.д.). В указанных уравнениях фактор эквивалентности можно также считать через число

ионов натрия или гидроксид – ионы. В первом уравнении одна молекула серной кислоты реагирует с одной молекулой NaOH, во втором уравнении – с двумя. В уравнениях обменных реакций для правильного определения фактора эквивалентности должны быть правильно расставлены коэффициенты.

Для определения фактора эквивалентности в ОВР нужно расставить степени окисления элементов и определить, сколько электронов одна частица отдает или принимает в реакции. Например, для определения фактора эквивалентности сероводорода H_2S в реакции: $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, сначала определяем степень окисления атома, который входит в состав H_2S и изменяет степень окисления в ходе реакции. В данном случае этим элементом является сера: $\text{S}^{-2} - 6\text{e} \rightarrow \text{S}^{+4}$. Так как в ходе реакции передается 6 электронов, фактор эквивалентности сероводорода равен $1/6$, эквивалент равен шестой части молекулы H_2S .

Никакого учета коэффициентов в ОВ реакциях при определении фактора эквивалентности не требуется.

Масса одного моля эквивалентов называется **молярной массой эквивалентов вещества (эквивалентной массой) $M_{\text{э}}$** . Единица измерения г/моль-экв. Она рассчитывается, как произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества:

$$M_{\text{э}} = f_{\text{э}} \cdot M \quad (1)$$

Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов образующих его составных частей, т.е. $M_{\text{э}}(\text{AB}) = M_{\text{э}}(\text{A}) + M_{\text{э}}(\text{B})$, например, молярная масса эквивалента оксида кальция равна сумме молярных масс эквивалентов кальция и кислорода: $M_{\text{э}}(\text{CaO}) = M_{\text{э}}(\text{Ca}) + M_{\text{э}}(\text{O}) = f_{\text{э}} \cdot M(\text{Ca}) + f_{\text{э}} \cdot M(\text{O})$

$$M_{\text{э}}(\text{CaO}) = 20 + 8 = 28 \text{ г/моль-экв.}$$

Или $M_{\text{э}}(\text{CaO}) = f_{\text{э}} \cdot M(\text{CaO})$, $f_{\text{э}} = 1/2$, $M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$, $M_{\text{э}}(\text{CaO}) = 28 \text{ г/моль-экв.}$

Газообразные вещества помимо молярной массы эквивалента имеют **молярный объем эквивалента, $V_{\text{э}}$, (или эквивалентный объем)** - объем, который занимает один моль эквивалента газообразного вещества при нормальных условиях. Единица измерения л/моль-экв.

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

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

Пересчет количества вещества на количество эквивалентов производится по формуле:

$$n_{\text{Э}} = \frac{n}{f_{\text{Э}}} \quad (3)$$

Если не указан процесс, то фактор эквивалентности $f_{\text{Э}}$ можно определить по формуле:

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B \cdot N} \quad (4)$$

где B - валентность функциональной группы, входящей в состав вещества, N – количество функциональных частей.

Неорганические соединения делим на две функциональные части, например, в оксидах выделяем элемент и кислород ($\text{Э}_x\text{O}_y$), в кислотах – водород и кислотный остаток (H_xAn), основаниях – металл и гидроксильная группа ($\text{Me}(\text{OH})_x$), в солях – катион металла и анион кислотного остатка ($\text{Me}_x(\text{An})_y$). При расчетах фактора эквивалентности по формуле (4) в качестве функциональной части

- в оксиде удобнее использовать кислород, т.к. его валентность равна двум и фактически формула преобразуется до

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{2 \cdot n(\text{O})},$$

- в кислотах удобнее использовать водород, и формула приобретает вид: $f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)};$

- в солях можно считать по металлу или по кислотному остатку;

- для ионов и простых веществ вся частица считается одной функциональной частью.

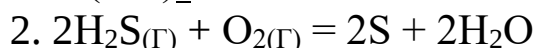
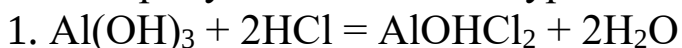
Пример 1. Определите для приведенных ниже веществ фактор эквивалентности и химическую формулу эквивалента: H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CO_2 , O_2 , Zn .

Решение::

Фактор эквивалентности определяем по формуле (4). Определяемся с функциональными частями. Для ортофосфорной кислоты функциональной частью будет водород, для гидроксида кальция – ионы гидроксила, для сульфата алюминия

$$\begin{aligned}f_{\text{Э}}(H_3PO_4) &= 1/3, \quad \text{Э}(H_3PO_4) = 1/3\{H_3PO_4\}, \\f_{\text{Э}}(Ca(OH)_2) &= 1/2, \quad \text{Э}(Ca(OH)_2) = 1/2\{Ca(OH)_2\}, \\f_{\text{Э}}(Al_2(SO_4)_3) &= 1/(2 \cdot 3) = 1/6, \quad \text{Э}(Al_2(SO_4)_3) = 1/6\{Al_2(SO_4)_3\}, \\f_{\text{Э}}(CO_2) &= 1/(2 \cdot 2) = 1/4, \quad \text{Э}(CO_2) = 1/4\{CO_2\}, \\f_{\text{Э}}(O_2) &= 1/(2 \cdot 2) = 1/4, \quad \text{Э}(O_2) = 1/4\{O_2\}, \\f_{\text{Э}}(Zn) &= 1/2, \quad \text{Э}(Zn) = 1/2\{Zn\}.\end{aligned}$$

Пример 2. Определите фактор эквивалентности и химическую формулу эквивалента подчеркнутых веществ в уравнениях реакций:



Решение. В первую очередь следует определить, с каким типом реакции мы имеем дело: с окислительно-восстановительной реакцией или ионнообменной. В первых эталоном эквивалента является электрон, во вторых – одновалентные частицы, например, H^+ , OH^- , K^+ , Na^+ , Cl^- , F^- и

Реакция 1 является ионообменной. В ней $Al(OH)_3$ превращается в $AlONCl_2$, в молекуле гидроксида алюминия замещаются два иона OH^- , на ионы Cl^- . Следовательно, ее эквивалент в данной конкретной реакции составляет $1/2$ молекулы $Al(OH)_3$, $f_{\text{Э}}=1/2$; $\text{Э}=1/2\{Al(OH)_3\}$.

Реакция 2 окислительно-восстановительная. В ней сера меняет свою степень окисления от -2 (в H_2S) до 0 (в S). Перемещаются 2 электрона. Следовательно, в данной конкретной реакции молекула сероводорода содержит 2 эквивалента, $f_{\text{Э}} = 1/2$, $\text{Э} = 1/2\{H_2S\}$.

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, то есть количества моль эквивалентов, участвующих в реакции веществ, равны между собой.

Для уравнения $aA + bB = eE$, закон эквивалентов можно записать как $n_э(A) = n_э(B) = n_э(E)$.

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:**

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}} \quad (5)$$

Для газов справедливо также определение, использующее молярные объемы эквивалентов:

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

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{э1}}{V_{э2}} \quad (6)$$

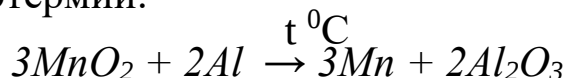
Поделив массу каждого вещества на молярную массу его эквивалента, получаем:

$$\frac{m_1}{M_{э1}} = \frac{m_2}{M_{э2}} \quad (7)$$

Пример 3.

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:



Согласно закона эквивалентов, $n_э(Mn) = n_э(Al) = 3$ моль-экв. Фактор эквивалентности $f_э(Mn) = \frac{1}{4}$, атом марганца в ходе реакции принимает 4 электрона: $Mn^{+4} + 4e \rightarrow Mn^0$.

Молярную массу эквивалентов марганца определяем по формуле (1) $M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55,0/4 = 13,75$ г/моль.

Находим массу марганца: $m = M_{\text{э}} \cdot n_{\text{э}} = 3 \cdot 13,75 = 41,25$ г.

Пример 4.

Какую навеску алюминия растворили в кислоте, если при температуре 291 К и давлении 734 мм рт. ст. объём выделившегося водорода составил 113 мл?

Решение:

Используя объединенный газовый закон, найдем объем, который займет водород при нормальных условиях:

$$V_0 = \frac{V \cdot p \cdot T_0}{p_0 \cdot T} = \frac{113 \cdot 734 \cdot 273}{760 \cdot 291} = 103 \text{ мл}$$

p_0 - давление при нормальных условиях (760 мм рт. ст.), T_0 - температура при нормальных условиях (273 К).

При взаимодействии алюминия с кислотой металл окисляется до степени окисления +3, при этом отдает три электрона, следовательно, эквивалент алюминия составляет одну треть его атома $f_{\text{э}}(\text{Al}) = 1/3$, молярная масса эквивалентов алюминия равна: $M_{\text{э}}(\text{Al}) = 27/3 = 9$ г/моль-экв.

В реакции степень окисления водорода меняется от +1 до нуля. Соответственно, в процессе образования молекулы водорода принимаются два электрона, фактор эквивалентности водорода $1/2$. Объем моля эквивалентов водорода при н.у. $V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2$ л/моль-экв.

По закону эквивалентов рассчитываем навеску алюминия:

9 г **Al** вытесняют из кислоты 11 200 мл **H₂**

x г **Al** вытесняют из кислоты 103 мл **H₂**

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

Обратите внимание, что при расчетах с применением закона эквивалентов нам нет нужды выяснять, какая конкретно кислота использовалась для растворения.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Что такое эквивалент? фактор эквивалентности?
2. Как рассчитать молярную массу эквивалента?
3. Что такое эквивалентный объем?
4. Как находится эквивалентный объем?
5. Как рассчитать фактор эквивалентности по формуле (без учета уравнения реакции)? В каком случае такой подход допустим?
6. Как находится эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях?
7. Как находится эквивалент вещества в обменных реакциях?
8. Как формулируется закон эквивалентов?
9. Какие преимущества имеют стехиометрические расчеты с использованием закона эквивалентов?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Определение молярной массы эквивалентов металла (Al, Zn) методом вытеснения водорода

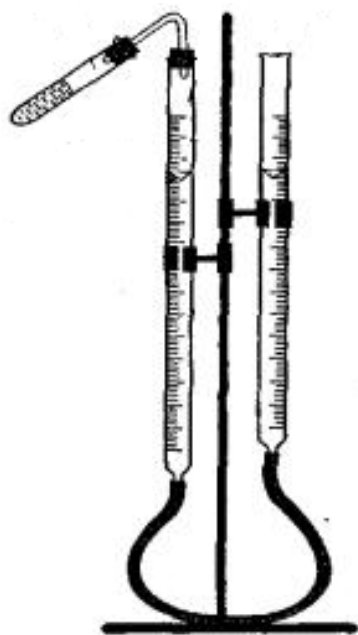
Метод основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при действии на нее металла.

Применяемый для этой цели прибор (рисунок, а) 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 герметичен; если уровни в бюретках выравниваются, прибор негерметичен, пропускает воздух, о чем следует заявить лаборанту. В пробирку налейте 3-4 мл соляной кислоты (20%). 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. В качестве реакционного сосуда можно использовать двухколенную пробирку (рисунок, б), в одно колено помещается кислота, в другое – металл.



а



б

Рисунок – Прибор для определения объема водорода (а), двухколенная пробирка (сосуд Ландольта) (б).

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 разности уровней воды до и после реакции рассчитайте объем выделившегося водорода.

Замерьте давление и температуру.

Оформление экспериментальных данных. Расчеты

1. Определение давления водорода.

Даже при комнатной температуре пар над поверхностью воды обладает заметным давлением. Поэтому для определения парциального давления водорода необходимо от общего (атмосферного) давления вычесть давление насыщенного пара h (см. приложение).

$$p(H_2) = p_{\text{атм}} - h$$

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

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p(H_2) \cdot V(H_2)}{T}$$

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

m г металла - вытесняют при н.у. V_0 мл водорода;
 $M_{\text{Э}}$ г/моль металла - 11200 мл водорода.

4. Сравнивая экспериментально найденную молярную массу эквивалентов металла с теоретическим значением молярной массы эквивалентов металла (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, $t^{\circ}\text{C}$ и T К;

- атмосферное давление p 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 $M_{\text{Э}}(\text{теор.})$ (Al , Zn), г/моль-экв;
- опытную молярную массу эквивалентов металла, $M_{\text{Э}}(\text{экспер.})$, г/моль-экв;
- 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:

$$\delta_{\text{абс.}} = M_{\text{Э}}(\text{экспер.}) - M_{\text{Э}}(\text{теор.}).$$

Относительная ошибка опыта рассчитывается как отношение абсолютной ошибки к теоретическому значению, выраженное в процентах.

$$\delta_{\text{отн.}} = \frac{|\delta_{\text{абс.}}|}{M_{\text{Э}}(\text{теор.})} \cdot 100\%$$

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задача 1. Для приведенные веществ определите:

а) фактор эквивалентности; б) для подчеркнутого вещества молярную массу эквивалентов; в) для газообразного соединения эквивалентный объём (н.у.).

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, серноокислый 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.

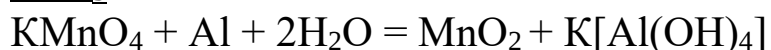
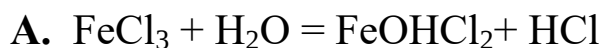
С. Угольная кислота, сульфат алюминия, гидроксид меди (II), оксид азота (III) - газ.

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

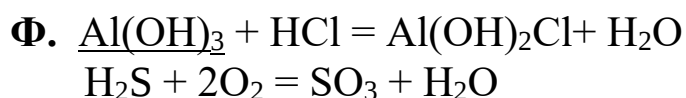
У. Серная кислота, гидроксид хрома (III), железокалиевые квасцы $KFe(SO_4)_2$, оксид серы (IV) - газ.

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

Задача 2. В предложенных уравнениях реакций для подчеркнутых соединений определите состав эквивалента и фактор эквивалентности.



- Б.** $\underline{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} + 2\text{KOH} = 2\text{AlOHSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $2\underline{\text{KMnO}_4} + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
- В.** $\text{CaCO}_3 + \underline{\text{H}_3\text{PO}_4} = \text{CaHPO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\underline{\text{N}_2} + 5\text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + 5\text{O}_2$
- Г.** $\underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaHPO}_4 + \text{CaSO}_4$
 $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
- Д.** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
 $\underline{\text{KMnO}_4} + \text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- Е.** $\underline{\text{FeCl}_3} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$
 $\underline{\text{N}_2\text{O}} + 2\text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}_5$
- Ж.** $\text{CaCO}_3 + \underline{\text{H}_3\text{PO}_4} = \text{CaHPO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\underline{\text{KMnO}_4} + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
- З.** $\underline{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} + 2\text{KOH} = 2\text{AlOHSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
- И.** $\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3\text{KHSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$
 $2\underline{\text{CrO}_3} + 12\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- К.** $\underline{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 $\underline{\text{H}_2\text{SO}_3} + 2\text{H}_2\text{S} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
- Л.** $\underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaHPO}_4 + \text{CaSO}_4$
 $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
- М.** $\underline{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CrOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 $2\underline{\text{H}_2\text{S}} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
- Н.** $2\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $4\underline{\text{NH}_3} + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- О.** $\underline{\text{Fe}(\text{OH})_3} + \text{HCl} = \text{FeOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\underline{\text{N}_2} + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- П.** $\underline{\text{CaCO}_3} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{CaHPO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $4\underline{\text{NH}_3} + 7\text{O}_2 = 4\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- Р.** $\text{CaCl}_2 + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{HCl}$
 $2\underline{\text{H}_2\text{S}} + \text{O}_2 = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- С.** $\underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaHPO}_4 + \text{CaSO}_4$
 $4\underline{\text{NH}_3} + 4\text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$
- Т.** $\underline{\text{Fe}(\text{OH})_3} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeOHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
- У.** $\underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
 $4\underline{\text{NH}_3} + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$



Задача 3. Решайте задачу, используя 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 объём (н.у.) водорода выделится при взаимодействии со щелочью трех моль эквивалентов алюминия?

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

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

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

П. Какой объём (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 РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Семенов, И.Н. Химия: учебник / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. – 656 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172> .

2. Вострикова, Н.М. Химия: учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Сибирский федеральный университет. – Красноярск : Сибирский федеральный университет (СФУ), 2016. – 136 с. : ил., табл., схем. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755> .

3. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии : учебное пособие / [под ред. Н. В. Коровина]. - М. : Высшая школа, 2001. - 256 с.

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