

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
Бийский технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего профессионального образования
«Алтайский государственный технический университет
им. И.И. Ползунова»

Е.А. Морозова, В.В. Еремина

ЭКВИВАЛЕНТ

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по курсам «Химия», «Общая и неорганическая химия» и «Основы общей и неорганической химии» для студентов специальностей 160700.65 «Проектирование авиационных и ракетных двигателей», 170100.65 «Боеприпасы и взрыватели», 240300 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий» и направлений подготовки 100800.62 «Товароведение», 151000.62 «Технологические машины и оборудование», 151900.62 «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств», 190600.62 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и механизмов», 240700.62 «Биотехнология», 260100.62 «Продукты питания из растительного сырья», 270800.62 «Строительство» всех форм обучения

Бийск
Издательство Алтайского государственного технического
университета им. И.И. Ползунова
2013

УДК 546 (076)

М80

Рецензент: П.В. Петриков, к. т. н., доцент

Морозова, Е.А.

М80 Эквивалент: методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по курсам «Химия», «Общая и неорганическая химия» и «Основы общей и неорганической химии» для студентов специальностей 160700.65 «Проектирование авиационных и ракетных двигателей», 170100.65 «Боеприпасы и взрыватели», направления 240300 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий» и направлений подготовки 100800.62 «Товароведение», 151000.62 «Технологические машины и оборудование», 151900.62 «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств», 190600.62 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и механизмов», 240700.62 «Биотехнология», 260100.62 «Продукты питания из растительного сырья», 270800.62 «Строительство» всех форм обучения / Е.А. Морозова, В.В. Еремина; Алт. гос. техн. ун-т, БТИ. – Бийск: Изд-во Алт. гос. техн. ун-та, 2013. – 31 с.

В методических рекомендациях содержатся теоретические сведения об основных законах химии, описываются основные методы определения эквивалента вещества, изложена методика проведения эксперимента и порядок обработки экспериментальных данных.

Для закрепления материала предусмотрены контрольные вопросы и задачи. В приложении приведены справочные данные.

Работа выполнена в рамках современных требований СМК к изложению и качеству учебно-методического материала. Методические рекомендации составлены в соответствии с компетентностным подходом и государственными стандартами высшего образования указанных специальностей и направлений подготовки.

УДК 546 (076)

Рассмотрены и одобрены на заседании
кафедры общей химии и экспертизы товаров.
Протокол № 05 от 26.03.2013 г.

© Морозова Е.А., Еремина В.В., 2013

© БТИ АлтГТУ, 2013

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
1 Теоретическая часть.....	7
1.1 Общие сведения.....	7
1.2 Основные законы химии.....	8
1.3 Закон эквивалентов (И. Рихтер).....	10
2 Экспериментальная часть.....	13
2.1 Методика эксперимента.....	13
2.2 Обработка экспериментальных данных.....	14
3 Методические рекомендации по оформлению отчета по лабораторной работе.....	15
4 Контрольные вопросы.....	16
5 Задачи.....	16
6 Материалы и оборудование.....	25
7 Техника безопасности при выполнении лабораторной работы.....	26
Приложение А. Методы определения эквивалента вещества.....	27
Приложение Б. Зависимость давления насыщенного водяного пара от температуры.....	28
Приложение В. Варианты домашних заданий.....	29
Литература.....	30

ВВЕДЕНИЕ

В ходе выполнения и защиты данной лабораторной работы студенты:

1. Знакомятся с основными законами химии.
2. Приобретают умения использовать основные химические законы, справочные данные и количественные соотношения для решения профессиональных задач.

Выполнение данной лабораторной работы способствует развитию у студентов следующих общекультурных и профессиональных компетенций:

Специальность 160700.65 «Проектирование авиационных и ракетных двигателей» (специализация «Проектирование ракетных двигателей твердого топлива»): творческое принятие основных законов естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОК-10).

Специальность 170100.65 «Боеприпасы и взрыватели»: способность представить современную картину мира на основе целостной системы естественно-научных и математических знаний, ориентироваться в ценностях бытия, жизни, культуры (ОК-1); способность представить адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики (ПК-7); способность выявить естественно-научную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь для их решения соответствующий физико-математический аппарат (ПК-8).

Специализация 240301.65 «Химическая технология органических соединений азота» и 240302.65 «Химическая технология полимерных композиций, порохов и твердых ракетных топлив»: владение основными методами способами и средствами получения, хранения, переработки информации, наличие навыков работы с компьютером как средством управления информацией (ПК-8); способность планировать и проводить необходимый эксперимент, корректно обрабатывать и анализировать полученные результаты (ПК-22).

Специализация 240305.65 «Автоматизированное производство химических предприятий»: владение основными методами, способами и средствами получения, хранения, переработки информации, наличие навыков работы с компьютером как средством управления информацией (ПК-8).

Направление 100800.62 «Товароведение» (профиль «Товароведение и экспертиза товаров во внутренней и внешней торговле»): владение культурой мышления, способностью к восприятию информации, обобщению, анализу, постановке цели и выбору путей ее достижения (ОК-1); способность использовать знания основных законов естественно-научных дисциплин для обеспечения качества и безопасности потребительских товаров (ПК-5).

Направление 151000.62 «Технологические машины и оборудование» (профиль «Машины и аппараты пищевых производств»): способность к целенаправленному применению базовых знаний в области математических, естественных, гуманитарных и экономических наук в профессиональной деятельности (ОК-9).

Направление 151900.62 «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств» (профиль «Технология машиностроения»): способность к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства (ОК-6).

Направление 190600.62 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и механизмов» (профиль «Автомобильный транспорт»): владение культурой мышления, способность к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения (ОК-1); умение использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОК-10).

Направление 240600.62 «Биотехнология» (профиль «Биотехнология»): стремление к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, приобретению новых знаний в области техники и технологии, математики, естественных, гуманитарных, социальных и экономических наук (ОК-7); способность и готовность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1); использование знаний о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ПК-2); умение работать с научно-технической информацией, использовать отечественный и зарубежный опыт в профессиональной деятельности, систематизировать и обобщать информацию по использованию ресурсов производства (ПК-6); владение планированием эксперимента, обработкой и представлением полученных результатов (ПК-8).

Направление 260100.62 «Продукты питания из растительного сырья» (профиль «Технология бродильных производств и виноделие»): использование основных законов естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОК-10, ПК-1).

Направление 270800.62 «Строительство» (профиль «Теплогазоснабжение и вентиляция»): использование основных законов естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1); способность выявить естественно-научную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлечь для их решения соответствующий физико-математический аппарат (ПК-2); владение основными методами, способами и средствами получения, хранения, переработки информации, навыками работы с компьютером как средством управления информацией (ПК-5).

1 ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1 Общие сведения

Все вещества состоят из молекул. **Молекула** – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Молекулы состоят из атомов. **Атом** – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Различным элементам соответствуют различные атомы.

Химический элемент – это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек. Окружающий нас мир состоит из 83 элементов, самый легкий – водород (атомный номер 1), самый тяжелый – уран (атомный номер 92). Почему их именно столько и чем определяется количество химических элементов? Как не парадоксально, но ответ на этот вопрос представляет одну из фундаментальных научных проблем познания материального мира. На самом деле, в Солнечной системе и на нашей планете сохранились лишь те элементы, время жизни которых больше возраста Земли. Другие распались и не дожили до наших дней. Уран, у которого период полураспада около $4,5 \cdot 10^8$ лет ещё распадается. Это радиоактивный элемент. Однако в середине прошлого века люди научились получать элементы, которых нет в природе. В настоящее время официально признано существование 116 химических элементов.

Атомы состоят из ядра, расположенного в центре атома, состоящего из положительно заряженных протонов и незаряженных нейтронов, и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него. Протоны и нейтроны в свою очередь состоят из элементарных частиц – **кварков**. Положительный заряд ядра атома по величине равен количеству протонов в ядре и совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе. Сумма протонов и нейтронов атомного ядра называется **массовым числом**. Существуют атомы с одинаковыми зарядами ядер, но различными массовыми числами, то есть одинаковым числом протонов, но разным числом нейтронов. Такие атомы называются **изотопами**. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется его строением.

Условная запись состава вещества с помощью химических знаков и индексов называется химической формулой. Химические знаки указывают, на то какие именно элементы входят в состав соединения, индексы – в каком соотношении соединены между собой атомы в молекуле.

Простые вещества состоят из молекул, построенных из атомов одного элемента (кислород O_2 , азот N_2 , железо Fe).

Сложные вещества состоят из молекул, построенных из атомов разных элементов (поваренная соль $NaCl$, диоксид углерода CO_2 , вода H_2O).

Международная единица атомных масс равна $1/12$ массы изотопа ^{12}C – основного изотопа природного углерода.

$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 m(^{12}C) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Относительная атомная масса (A_r) – безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) – безразмерная величина, показывающая во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C

$$M_r = \frac{m(\text{молекулы})}{\frac{1}{12} m(^{12}C)}$$

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, входящих в состав молекулы, с учетом индексов.

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.

Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения – моль.

Моль – количество вещества, содержащего столько реальных частиц, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа ^{12}C .

Молярная масса (M) – масса одного моля вещества. По абсолютному значению она совпадает с относительной атомной массой A_r (для простых веществ) или относительной молекулярной массой M_r (для сложных веществ). Единица измерения – г/моль или кг/моль.

1.2 Основные законы химии

Закон сохранения массы и энергии.

Закон был сформулирован М.В. Ломоносовым и А.Л. Лавуазье: масса и энергия веществ, вступивших в реакцию, равна массе и энергии веществ, полученных в результате реакции.

В 1905 году Альберт Эйнштейн доказал, что материя и энергия связаны между собой уравнением $E = mc^2$. Таким образом, в любом процессе, сопровождающимся поглощением или выделением энергии,

должно происходить изменение массы. Но изменения эти столь незначительны, что при химических расчетах ими можно пренебречь.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст и К.Л. Бертолле, 1807 г.).

Соотношение между массами элементов, входящих в состав данного соединения, постоянны и не зависят от способа получения соединения.

Позднее было установлено, что этому закону подчиняются только соединения молекулярного состава, их называют дальтонидами. Соединения, имеющие переменный состав, не подчиняются данному закону и называются бертоллидами.

Закон кратных отношений (Д. Дальтон, 1803 г.).

Если два элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как небольшие целые числа (Например, N_2O , NO , N_2O_3). Закон не применим к молекулам, состоящим из большого числа атомов (органические молекулы) и вещества немолекулярной природы.

Закон объемных отношений (Ж.Л. Гей-Люссак, 1808 г.).

При одинаковых внешних условиях объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газов как небольшие целые числа.

Закон А. Авогадро (1811 г.).

В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. При низких температурах и высоких давлениях газы приобретают свойства жидкости и не подчиняются этому закону. Следствия:

1. В одном моле газа содержится $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ молекул (число Авогадро).

2. Один моль газообразного вещества при нормальных условиях занимает постоянный объем, $V_m = 22,4$ л/моль (нормальные условия: давление 101325 Па, температура 273 К).

3. Массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, относятся друг к другу как их молекулярные массы и как численно равные им молярные массы, а также как плотности газов

$$D = \frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(A)}{M(B)} = \frac{\rho(A)}{\rho(B)},$$

где D – относительная плотность газа A по газу B ;

m – абсолютная масса газов;

M – молярная масса газов;

ρ – плотность газов.

Реальные условия, при которых проводят измерение объемов газов, обычно отличаются от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям пользуются уравнением, объединяющим **газовые законы Бойля–Мариотта и Гей-Люссака**.

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1},$$

где P_0, V_0, T_0 – давление, объем и температура (в кельвинах) газа при нормальных условиях;

P_1, V_1, T_1 – давление, объем и температура (в кельвинах) газа в условиях опыта.

После подстановки в уравнение объединенного газового состояния постоянных величин получают **уравнение Менделеева–Клапейрона**:

$$PV = nRT,$$

где P – давление, Па;

V – объем, м³;

n – количество вещества, моль;

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/моль·К;

T – температура, К.

1.3 Закон эквивалентов (И. Рихтер)

Все вещества реагируют друг с другом в количествах пропорциональных их эквивалентам.

Смысл этого закона заключается в том, что один моль эквивалентов одного вещества всегда реагирует с одним молем эквивалентов другого вещества, то есть:

$$n_3(A) = n_3(B)$$

или

$$\frac{m(A)}{M_3(A)} = \frac{m(B)}{M_3(B)},$$

если одно из веществ является газом, то

$$\frac{m(A)}{M_3(A)} = \frac{V_0(B)}{V_3(B)},$$

где n_3 – количество вещества эквивалента, моль экв;

m – масса, г;

M_3 – молярная масса эквивалента, г/моль экв;

V_0 – объем газа при нормальных условиях, л;

V_3 – эквивалентный объем газа, л/моль экв.

Эквивалент (Э) – реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим способом равнозначна одному иону водорода в ионно-обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Фактор эквивалентности (f_3) – число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества эквивалента одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Для различных соединений фактор эквивалентности определяется по разным формулам.

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

Пример: Соляная кислота HCl содержит один ион водорода, значит $f_3 = 1$, Э(HCl) = HCl; серная H₂SO₄ – два иона водорода, следовательно, $f_3 = 1/2$, Э(H₂SO₄) = 1/2 H₂SO₄.

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

Пример: Гидроксид калия KOH содержит одну гидроксильную группу, значит $f_3 = 1$; гидроксид алюминия Al(OH)₃ – три гидроксильных группы, следовательно, $f_3 = 1/3$.

$$f_3(\text{соли}) = \frac{1}{N(\text{катионов}) \cdot Z} = \frac{1}{N(\text{анионов}) \cdot Z},$$

где N – количество катионов или анионов;

Z – заряд, без учета знака.

Пример: Соль CaSO₄ состоит из одного катиона Ca²⁺ и одного аниона SO₄²⁻. Заряды ионов подставляются в формулы без учета знака, то есть по обеим формулам получается:

$$f_3 = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$$

Соль Al₂(SO₄)₃ состоит из двух катионов Al³⁺ и трех анионов SO₄²⁻. По первой формуле фактор эквивалентности рассчитывается, учитывая количество и заряд катионов, получается:

$$f_3 = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}.$$

По второй формуле учитывают количество и заряд анионов:

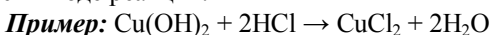
$$f_3 = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

Фактор эквивалентности элемента в соединении обратнопропорционален валентности:

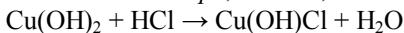
$$f_3(\text{элемента}) = \frac{1}{\text{валентность}}$$

Пример: Кислород двухвалентен, значит фактор эквивалентности кислорода как элемента в соединениях $f_3(\text{O}) = 1/2$.

Для того чтобы определить величину эквивалента какого-либо вещества, надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество. В ионно-обменных реакциях при определении фактора эквивалентности учитываются только те ионы, которые обмениваются в ходе реакции.



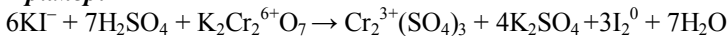
В данной реакции оба гидроксид-иона в молекуле $\text{Cu}(\text{OH})_2$ обмениваются на ионы хлора, значит, для гидроксида меди $f_3 = 1/2$.



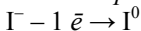
В данной реакции только один гидроксид-ион в молекуле $\text{Cu}(\text{OH})_2$ обменивается на ион хлора, значит, в этой реакции для гидроксида меди $f_3 = 1$.

В окислительно-восстановительных реакциях фактор эквивалентности соединений рассчитывается исходя из количества электронов, которыми обмениваются молекулы.

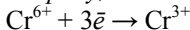
Пример:



В данной реакции степень окисления меняют йод и хром.



Йод в молекуле KI отдает один электрон, значит, $f_3(\text{KI}) = 1$, в молекуле I_2 два атома йода, каждый из которых принимает по одному электрону, значит, $f_3(\text{I}_2) = 1/2$.



В молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ два атома хрома, каждый из которых принимает по три электрона, то есть вся молекула принимает $2 \cdot 3 = 6$ электронов, $f_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1/6$. Аналогичные рассуждения применимы для молекулы $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $f_3(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6$.

Молярная масса эквивалента вещества (M_3) – масса одного моля эквивалента этого вещества. Рассчитывают как произведение фактора эквивалентности и молярной массы вещества:

$$M_3 = f_3 \cdot M$$

Пример: Определите молярную массу эквивалента серной кислоты H_2SO_4 . Фактор эквивалентности кислоты $f_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (т.к. в молекуле кислоты два иона водорода), молярная масса кислоты

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}$. Молярная масса эквивалента
 $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_3 \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль экв.}$

Эквивалентный объем V_3 – это объём, который занимает один моль эквивалентов газообразного вещества при нормальных условиях (н.у.). Определяют как произведение фактора эквивалентности на молярный объем газа при нормальных условиях:

$$V_3 = f_3 \cdot V_m = f_3 \cdot 22,4$$

Пример: Определите эквивалентный объем водорода H_2 при нормальных условиях. Фактор эквивалентности $f_3(\text{H}_2) = \frac{1}{2}$ (т.к. в молекуле два одновалентных атома водорода). Эквивалентный объем $V_3 = f_3 \cdot 22,4 = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль экв.}$

2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Существует достаточно много методов определения эквивалента веществ: метод вытеснения водорода из кислоты, метод прямого определения, аналитический метод, электрохимический метод, титрование. Выбор той или иной методики определяется свойствами вещества и возможностями исследования.

В данной лабораторной работе студентам предлагается определить эквивалент металла методом вытеснения водорода. Метод основан на измерении объёма водорода, который выделяется из кислоты при действии на неё металла. Достоинством данного метода является простота, быстрота проведения эксперимента и хорошая воспроизводимость результатов.

Цель работы: опытным путем определить молярную массу эквивалента металла методом вытеснения водорода.

2.1 Методика эксперимента

Уравнение химической реакции: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Для проведения опыта соберите прибор, изображённый на рисунке 1. В кристаллизатор (1) налейте водопроводной воды (примерно на половину объёма), цилиндр (2) заполните водой полностью, переверните цилиндр в кристаллизатор, закрепите цилиндр в штативе (3). Взвесьте 0,2–0,3 г металла с точностью до 0,001 г. В колбу (4) налейте соляной кислоты столько, чтобы она при горизонтальном положении колбы не вылилась. Внутреннюю поверхность горла колбы вытрите полоской фильтровальной бумаги, закрепите колбу на штативе (3), придав ей горизонтальное положение. Осторожно поместите взвешенный металл в горлышко колбы так, чтобы он не упал в кислоту до

начала опыта. Закройте горлышко колбы резиновой пробкой с газоотводной трубкой (5), другой конец трубки подведите под цилиндр. Проверьте герметичность установки.

До начала опыта необходимо произвести замеры температуры, при которой производится опыт, объёма водяного столба в цилиндре, записать показания барометра.

Осторожным постукиванием колбы перенесите металл в кислоту. По окончании реакции дайте колбе охладиться 5–6 минут и проведите замеры объёма водяного столба в цилиндре от дна кристаллизатора и высоту столба воды от поверхности воды в кристаллизаторе. Экспериментальные данные запишите в таблицу 1.

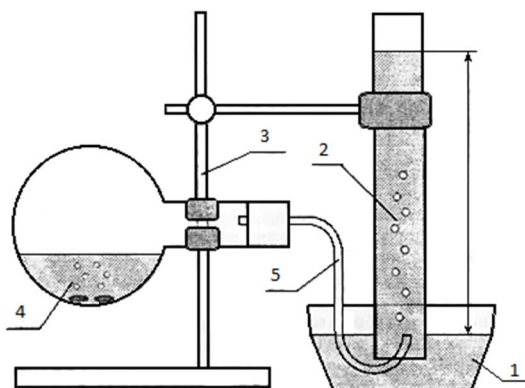


Рисунок 1 – Установка для определения эквивалента металла
1 – кристаллизатор; 2 – мерный цилиндр; 3 – штатив; 4 – колба;
5 – газоотводная трубка

2.2 Обработка экспериментальных данных

Определите давление газообразного водорода в сосуде по формуле (какой физический принцип лежит в основе этой формулы, объясните):

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{пар}} - 9,81 \cdot h$$

Объём водорода, выделившегося в ходе опыта: $V_{\text{H}_2} = V_1 - V_2$.

Пользуясь уравнением объединенного газового состояния, приведите этот объём к объёму при нормальных условиях:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T},$$

где P_0 – нормальное давление;

V_0 – объем при нормальных условиях;

T_0 – нормальная температура;

T – температура опыта.

Таблица 1 – Экспериментальные данные

По закону эквивалентов рассчитайте экспериментальную молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(\text{Zn})}{M_3(\text{Zn})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_3(\text{H}_2)},$$

где $m(\text{Zn})$ – масса цинка, г;

$M_3(\text{Zn})$ – молярная масса эквивалента цинка, г/моль экв;

$V_0(\text{H}_2)$ – объём водорода, выделившийся в ходе опыта, приведенный к нормальным условиям, л;

$V_3(\text{H}_2)$ – эквивалентный объём водорода, л/моль экв.

Определите теоретическую молярную массу эквивалента металла. Рассчитайте погрешность определения молярной массы эквивалента металла:

$$\eta = \frac{|M_3(\text{теор}) - M_3(\text{эсп})|}{M_3(\text{теор})} \cdot 100 \%,$$

где $M_3(\text{теор})$ – теоретическая молярная масса эквивалента металла, г/моль экв;

$M_3(\text{эсп})$ – экспериментальная молярная масса эквивалента металла, г/моль экв.

Сделайте вывод по работе, объясните погрешность.

3 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Отчет по работе должен содержать следующие разделы:

- титульный лист;
- цель работы: в этом разделе кратко сформулируйте цель выполняемой работы, укажите, какие вопросы будут рассмотрены;
- экспериментальная часть: в этом разделе содержится методика экспериментов, описание всех качественных изменений, происходящих в ходе реакции, уравнения реакций, расчеты;

- выводы: в этом разделе анализируются и объясняются полученные результаты по проделанной работе, выводы должны быть развернутыми и аргументированными.

На титульном листе указываются наименование организации, наименование кафедры, название работы, фамилия и инициалы студента, номер группы, дата проведения лабораторной работы и представления отчета по лабораторной работе к защите, фамилия и инициалы преподавателя.

Текст работы пишется аккуратно, от руки, чернилами или пастой на сброшюрованных листах формата А4 с соблюдением требований ГОСТ 2.105-95, ГОСТ 7.1-2001. Допускается оформление работы в виде принтерных распечаток с соблюдением вышеназванных стандартов.

Отчет должен быть представлен к проверке в срок.

4 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое молекула? Атом? Химический элемент?
2. Что такое относительная молекулярная масса?
3. Дайте определение понятию «моль».
4. Сформулируйте закон сохранения массы. Является ли он универсальным?
5. Закон постоянства состава. Для каких веществ он применим?
6. Закон кратных отношений.
7. Закон объемных отношений.
8. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него.
9. Что такое нормальные условия?
10. Запишите закон объединенного газового состояния.
11. Уравнение Менделеева–Клайперона.
12. Сформулируйте закон эквивалентов.
13. Запишите формулы закона эквивалентов.
14. Дайте определения понятиям «фактор эквивалентности», «эквивалент», «молярная масса эквивалента», «эквивалентный объем».
15. Запишите формулы, позволяющие определить фактор эквивалентности для кислот, оснований, солей.
16. Основные методы определения эквивалента вещества.

5 ЗАДАЧИ

Определите факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов исходных веществ в ионообменных реакциях:

1. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{BiOCl} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KNaSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
6. $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
7. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{BaSO}_4 + \text{AlCl}_3 + \text{KCl}$
8. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$
11. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
12. $2\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
17. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
18. $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
21. $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
22. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
23. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KCl}$
24. $(\text{CuOH})\text{NO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
25. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
26. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
27. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
28. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
29. а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
30. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCrO}_4 + 2\text{KCl}$
31. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HASO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
32. $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH}$
33. $\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HASO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
34. $\text{Al}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CH}_3\text{COOH}$
35. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{NaCl} + 2\text{HCl}$

Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента исходных веществ в окислительно-восстановительных реакциях:

36. $10\text{HNO}_3 + 8\text{Na} \rightarrow 8\text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
37. $5\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{Mg} \rightarrow 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
38. $2\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{PH}_3$
39. $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
40. $3\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
41. $4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{Mg} \rightarrow 3\text{MgSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
42. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 \rightarrow 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{N}_2\text{O} + 15\text{H}_2\text{O}$
43. $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
44. $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
45. $\text{PbO}_2 + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
46. $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{PbO}_2 + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
47. $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO} \rightarrow \text{S} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
48. $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
49. $\text{HClO}_4 + 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + 4\text{H}_2\text{SO}_4$
50. $4\text{KMnO}_4 + 4\text{KOH} \rightarrow 4\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
51. $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$
52. $8\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Br}$
53. $2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
54. $2\text{H}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{O}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$
55. $4\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$
56. $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
57. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
58. $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
59. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
60. $\text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{HCl}$
61. $6\text{P} + 5\text{HIO}_3 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HI}$
62. $\text{KCrO}_2 + 3\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NaOH}$
63. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
64. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

65. Рассчитайте относительную атомную массу серы и углерода, если абсолютные массы одного атома серы и одного атома углерода соответственно равны $5,3 \cdot 10^{-23}$ г и $2 \cdot 10^{-23}$ г.

66. Какой объем при нормальных условиях займет $2,7 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 ?

67. Определите количество вещества, содержащееся в 0,486 г магния и в 34,2 г сульфата алюминия.

68. Сколько атомов содержится тетрафосфоре P_4 массой 155 г?

69. Вычислите объём 3 кг азота при нормальных условиях.

70. Сколько молекул SO_2 получится при сгорании $2 \cdot 10^6$ кг серы?

71. Рассчитайте абсолютную массу молекулы фосфата кальция.

72. Сколько молекул содержится в 1 мл водорода при нормальных условиях?

73. Рассчитайте абсолютную массу молекулы гидроксида кальция.

74. Сколько молекул содержится в 5 м^3 азота при нормальных условиях?

75. В какой массе углекислого газа содержится столько же молекул, сколько в 320 г диоксида серы?

76. В какой массе четыреххлористого углерода CCl_4 содержится столько же молекул, сколько в $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газообразной воды?

77. При давлении 750 мм рт. ст. объем газа равен 90 мл, при каком давлении объем газа станет равным 135 мл, если температура останется неизменной?

78. Определите массу азота, находящегося в колбе емкостью 2 л при температуре 27°C и давлении 950 мм рт. ст.

79. Какое давление нужно приложить, чтобы хлор массой 28,4 г занимал объем 2 л при температуре 20°C ?

80. Стальной баллон объемом 40 л наполнен кислородом под давлением $1,69 \cdot 10^5$ Па при температуре 25°C . Какова масса кислорода в баллоне?

81. Некоторое вещество в парообразном состоянии имеет объем 16,4 л при температуре 127°C и давлении $0,96 \cdot 10^5$ Па и массу 36,95 г. Чему равна относительная молекулярная масса этого вещества?

82. Газ массой 3,2 г при 27°C и давлении $0,634 \cdot 10^5$ Па занимает объем 1,27 л. Найдите его молярную массу.

83. Газ массой 75 г занимает объем 56 л (н.у.). Чему равна его относительная молекулярная масса?

84. Чему равна относительная плотность по воздуху паров йода, этилового спирта и четыреххлористого углерода? Условия нормальные.

85. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора – 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при данной температуре?

86. Определите молекулярную массу и формулу соединения, содержащего 30,43 % азота и 69,57 % кислорода, плотность по воздуху 46.

87. Под каким давлением находится диоксид углерода, если при 0°C 1 л его имеет массу 1,473 г?

88. Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найдите молекулярную формулу соединения.

89. Определите атомную массу и название элемента, если он образует несколько газообразных соединений, молекулярная масса которых равна 46, 44 и 30 а.е.м. Содержание элемента в этих соединениях соответственно составляет 30,4 %, 63,6 % и 46,7 %.

90. Газометр емкостью 10^{-2} м³ наполнен водородом. Давление в газометре при 27 °С равно $1 \cdot 10^5$ Па. Вычислите массу водорода в газометре.

91. В какой массе четыреххлористого углерода CCl₄ содержится столько же молекул, сколько в 560 л хлора, измеренного при нормальных условиях?

92. Вычислите молекулярную массу вещества, зная, что масса $0,7 \cdot 10^{-3}$ м³ его паров при 91 °С и давлении $0,97 \cdot 10^5$ Па – $2,68 \cdot 10^{-3}$ кг.

93. Масса $43,5 \cdot 10^{-6}$ м³ пара при температуре 62 °С и давлении $1,01 \cdot 10^5$ Па равна $0,12 \cdot 10^{-3}$ кг. Вычислите молекулярную массу вещества и массу одной молекулы.

94. Относительная плотность газа по воздуху 1,52. Какой объём займут при н.у. 5,5 г этого газа? Вычислите число молекул газа в найденном объёме и массу одной молекулы.

95. При нормальных условиях 0,5 л некоторого газа имеет массу 0,3805 г, при тех же условиях масса 0,25 л кислорода 0,3572 г. Рассчитайте молярную массу газа исходя из:

а) его плотности по кислороду;

б) молярного объёма.

96. Если отсчитывать по 60 молекул в минуту, то сколько лет потребуется, чтобы пересчитать молекулы, находящиеся в 1 кг йода I₂ (год считать равным 365 дням).

97. Вычислите молярную массу газа, 75 г которого при температуре 7 °С и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па занимает объём 21 л. Чему равна масса одной молекулы этого газа?

98. Сколько молекул азота и кислорода при нормальных условиях будет находиться в 896 мл газовой смеси, содержащей по объёму 50 % кислорода и 50 % азота. Исключите из условия лишние данные и произведите расчёт.

99. Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при 0 °С масса одного литра взятого там воздуха 700 мг?

100. При нормальных условиях 0,25 л некоторого газа имеет массу 0,1898 г. Определите молярную массу этого газа и среднюю массу одной молекулы.

101. Вычислите молекулярную массу бензола, зная, что при нормальных условиях масса 600 мл его паров равна 2,09 г.

102. Давление газа в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление газа, если сосуд нагреть до 30 °С?

103. Рассчитайте молекулярную массу газа, если при нормальных условиях масса 1 л его равна 1,96 г.

104. При нормальных условиях 0,2 л некоторого газа имеет массу 0,328 г, а масса 0,5 л водорода равна 0,045 г. Рассчитайте молекулярную массу этого газа исходя из его плотности по водороду.

105. Какой объём займет при нормальных условиях $3,01 \cdot 10^{21}$ молекул газа? Чему равна молярная масса газа, если эти молекулы имеют массу 0,22 г?

106. Масса колбы вместимостью 750 мл, заполненной кислородом при 27 °С, равна 83,3 г. Масса пустой колбы равна 82,1 г. Определите давление кислорода в колбе.

107. Сколько молей кислорода находится в 1 л воздуха, если его объемное содержание составляет 21 %? Какова масса этого кислорода?

108. Вычислите молярную массу вещества, если масса $7 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ его паров при нормальных условиях равна $2,68 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$.

109. Рассчитайте относительную молекулярную массу газа, если при нормальных условиях $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его занимает объем $2,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

110. Молекула некоторого вещества имеет массу $1,2 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу данного вещества.

111. При 17 °С и давлении 104 кПа масса 624 мл газа равна 1,56 г, вычислите молекулярную массу газа.

112. Сколько молекул диоксида углерода содержится в 1 л воздуха, если объемное содержание CO_2 составляет 0,03 %?

113. Масса 1 л азота при нормальных условиях равна 1,251 г, а масса 1 л неизвестного газа – 0,492 г. Определите относительную молекулярную массу газа исходя из:

а) его плотности по азоту;

б) молярного объема.

114. Сколько молей содержится в 1 м^3 любого газа при нормальных условиях? Какое количество молекул содержится в этом объёме?

115. Одно и то же количество металла соединяется с $0,6 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ кислорода и с $9,534 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ галогена. Рассчитайте молярную массу эквивалента галогена.

116. При взаимодействии 5,95 г вещества с 2,75 г хлороводорода, образовалось 4,4 г соли. Вычислите молярные массы эквивалента вещества и соли.

117. Вычислите атомную массу двухвалентного металла и определите какой это металл, если 8,34 г этого металла окисляется 0,68 л кислорода (н.у.).

118. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода (н.у.) Определите эквивалентный объём водорода, зная что молярная масса эквивалента алюминия равна 9 г/моль экв.

119. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2 г гидроксида натрия. Определите молярную массу эквивалента кислоты.

120. Некоторое количество металла, молярная масса эквивалента которого равна 27,8 г/моль экв вытесняет из кислоты 700 мл водорода (н.у.). Определите массу металла.

121. Определите молярные массы эквивалента металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,78 г сульфида.

123. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH, вычислите молярную массу эквивалента кислоты и основность кислоты в этой реакции.

124. Некоторая масса металла, молярная масса эквивалента которого равна 59,5 г/моль экв вытесняет из кислоты 500 мл водорода (н.у.). Определите массу металла.

125. Сколько литров водорода, измеренного при нормальных условиях, выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, молярная масса эквивалента которого равна 20 г/моль экв?

126. Определите массу металла, вытеснившего из кислоты водород объёмом $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ (н.у.), если молярная масса эквивалента металла равна 28 г/моль экв.

127. На сжигание 1 г металла требуется 0,462 л кислорода (н.у.), рассчитайте молярную массу эквивалента металла и его оксида.

128. 0,075 г металла вытесняет из раствора соли 0,1835 г никеля, а из раствора кислоты 0,07 л водорода (н.у.). Определите молярную массу эквивалента металла и никеля.

129. Вычислите молярную массу эквивалента серы, если известно, что при горении 3 г серы образуется 6 г оксида. Определите фактор эквивалентности серы и запишите выражение для эквивалента.

130. Молярная масса эквивалента металла равна 56,2 г/моль экв. Вычислите процентное содержание металла в оксиде.

131. На горение 142 г некоторого вещества израсходовано 22,4 л кислорода (н.у.). Определите молярную массу эквивалента вещества.

132. Металл образует два хлорида с содержанием хлора 37,45 % и 54,51 %. Вычислите молярные массы эквивалента металла в каждом соединении приняв молярную массу эквивалента хлора равной 35,5 г/моль экв.

133. Мышьяк образует два оксида, содержащих 65,2 % и 75,7 % мышьяка. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в этих соединениях, фактор эквивалентности и эквивалент.

134. Из 3,85 г нитрата металла получено 1,6 г его гидрида. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

135. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла израсходовано 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента оксида и металла. Чему равна атомная масса металла?

136. На нейтрализацию $1,125 \cdot 10^{-3}$ кг щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ потребовалось 10^{-3} кг NaOH. Определите эквивалент кислоты.

137. Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и $70,2 \text{ см}^3$ кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента галогена.

138. В 2,48 г оксида металла содержится 1,84 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида.

139. Соединение мышьяка и серы содержит 39 % серы, молярная масса эквивалента которой равна 16 г/моль экв. Вычислите молярную массу эквивалента мышьяка и составьте формулу соединения.

140. Оксид трехвалентного металла содержит 31,58 %. Вычислите молярную массу эквивалента и молярную массу металла.

141. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,5 г/моль экв, молярная масса меди равна 63,5 г/моль. Молярная масса эквивалента хлорида меди равна 99 г/моль экв. Какова формула хлорида меди?

142. Вычислите молярную массу эквивалентов двух металлов по следующим данным: навеска первого – 2 г, навеска второго – 1,0582 г, образуют оксиды массой 2,5036 г и 2 г соответственно.

143. Сколько молей эквивалентов содержится в 20 г серной кислоты при условии, что оба иона водорода способны к обмену.

144. Вычислите молярную массу эквивалента соли, если на нейтрализацию 1,32 г ее расходуется 0,31 г кислоты, молярная масса эквивалента которой равна 36,5 г/моль экв.

145. Из 23,18 г оксида металла получено 21,57 г металла. Определите молярную массу эквивалента оксида и металла.

146. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что 0,425 г металла вытесняет из кислоты 256 мл водорода, измеренного при 292 К и давлении 99500 Па.

147. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если известно, что в его оксиде содержится 21,2 % кислорода.

148. Соединение металла с водородом содержит 4,78 % водорода. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

149. Объём водорода, вытесненного 0,9 г металла при 300 К и давлении 119980 Па равен 2,08 л. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

150. 0,1 г металла соединяется с 0,035 г кислорода. Определите молярную массу эквивалента этого металла. Назовите металл, если известно, что он одновалентен.

151. Молярная масса эквивалента AsH_3 равна 9,65 г. Определите эквивалент и фактор эквивалентности арсина.

152. На нейтрализацию 1,25 г кислоты израсходован 1 г гидроксида, молярная масса эквивалента которого равна 40 г/моль экв. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты и определите какая это кислота.

153. 1,6 г кальция и 2,615 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Определите, используя закон эквивалентов, молярную массу эквивалента цинка, зная что $M_r(\text{Ca}) = 20$ г/моль экв.

154. Сколько граммов магния нужно взять, чтобы получить такой же объём водорода, какой был получен при взаимодействии 26,97 г алюминия с кислотой.

155. При восстановлении 6,5 г оксида израсходовано 4,45 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида. Назовите металл, если его валентность равна трем.

156. Определите эквивалент алюминия, если 3 г его образуют 14,83 г хлорида алюминия. $\mathcal{E}(\text{Cl}) = \text{Cl}$.

157. Молярная масса эквивалента металла равна 16 г/моль экв. Определите массу металла, которая вытеснит из кислоты 5 л водорода, измеренного при $T = 300$ К и $P = 102641$ Па.

158. На нейтрализацию 7,33 г фосфорноватистой кислоты H_3PO_2 пошло 4,444 г NaOH . Вычислите молярную массу эквивалента кислоты, определите ее основность и напишите уравнение реакции.

159. Какой объём будет занимать при температуре 298 К и давлении 740 мм рт. ст. водород, выделившийся при растворении в кислоте 0,45 г цинка. Задачу решить двумя способами.

160. Оксид цинка содержит 80,34 % цинка. Вычислите молярную массу эквивалента цинка.

161. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH . Вычислите молярную массу эквивалента кислоты, определите ее основность и напишите уравнение реакции.

162. При растворении 16,86 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты (молярная масса эквивалента 49 г/моль экв). Определите молярную массу эквивалента металла и объём выделившегося водорода.

163. Какое количество вещества эквивалента находится в 684,32 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ при условии, что оба катиона способны к обмену.

164. Какой объём кислорода потребуется для взаимодействия с водородом, выделившимся при растворении в кислоте 4,8 г металла, молярная масса эквивалента которого 12 г/моль экв?

165. В оксиде азота на два атома азота приходится пять атомов кислорода. Определите эквивалент, фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента азота и оксида.

166. Молярная масса эквивалента металла равна 9 г/моль экв. Определите количество вещества эквивалента металла, которое вытесняет из кислоты 3 л водорода, измеренного при $T = 300 \text{ K}$ и $P = 102,641 \text{ кПа}$.

167. На нейтрализацию 2 г гидроксида израсходовано 5 г уксусной кислоты. Определите молярную массу эквивалента гидроксида.

168. 1 г некоторого элемента соединяется с 1,78 г серы. Молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль экв, определите молярную массу эквивалента элемента.

169. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 6,08 г его при растворении в серной кислоте вытесняет 6,027 л водорода, измеренного при $T = 300 \text{ K}$ и $P = 102 \text{ кПа}$.

6 МАТЕРИАЛЫ И ОБОРУДОВАНИЕ

Реактивы: HCl 6 н, Zn гранулированный.

Приборы и оборудование: торсионные весы дискр. 0,001 г, барометр, термометр, линейка 30 см, колба 100 мл, цилиндр 250 мл, кристаллизатор, газоотводная трубка, воронка, фильтровальная бумага.

7 ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

1. Перед началом лабораторной работы все студенты должны ознакомиться с методикой выполнения работы и техникой безопасности, надеть халаты, длинные волосы скрепить резинкой или заколкой.

2. При проведении эксперимента необходимо:

- работать аккуратно, без излишней торопливости, соблюдать тишину в лаборатории;

- смешивать реактивы в порядке и количествах, указанных в методике эксперимента;

- опыты проводить в чистой посуде;

- не уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место.

3. В химической лаборатории запрещается:

- принимать пищу и пить из химической посуды;

- пробовать реактив на вкус;

- наклоняться над отверстиями сосудов при переливании или нагревании реактивов;

- загромождать рабочее место.

4. В случае попадания кислоты на кожу промывают большим количеством холодной проточной воды. При химических ожогах глаз обильно промойте водой, используя глазную ванночку, а затем обратитесь к врачу.

5. После завершения лабораторной работы студенты обязаны помыть всю использованную ими посуду и расставить на места все реактивы.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Методы определения эквивалента вещества

1. Метод прямого определения эквивалента.

Этим методом непосредственно находят весовое количество элемента, соединяющегося с 1,008 весовых частей водорода или с 8 весовых частей кислорода, что соответствует эквивалентам иона водорода и кислорода как элемента.

2. Аналитический метод.

Эквивалент данного элемента находят, исходя из количественного соотношения всех элементов, входящих в данное соединение. Метод применим, если известен эквивалент хотя бы одного элемента в соединении.

3. Электрохимический метод.

Для определения эквивалента проводят электролиз вещества. Суть метода основывается на законе, открытом Фарадеем: количество вещества, прореагировавшего на электроде при протекании единицы количества электричества, прямо пропорционально его электрохимическому эквиваленту.

4. Титрование.

Метод анализа основан на измерении количества реагента, необходимого для взаимодействия с определяемым компонентом в растворе или в газовой фазе. Раствор или газовую смесь с точно известной концентрацией реагента (титрант) постепенно добавляют к анализируемой смеси. По количеству титранта рассчитывают эквивалент анализируемого вещества.

ПРИЛОЖЕНИЕ Б

Зависимость давления насыщенного водяного пара от температуры

Темпе- ратура, °С	Давление		Темпера- тура, °С	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
17	1,93	14,5	24	2,99	22,4
18	2,07	15,5	25	3,17	23,8
19	2,20	16,5	26	3,36	25,2
20	2,33	17,5	27	3,56	26,7
21	2,49	18,7	28	3,75	28,1
22	2,64	19,8	29	3,97	29,8
23	2,81	21,1	30	4,21	31,6

ПРИЛОЖЕНИЕ В

Варианты домашних заданий

Вариант	Номера задач						Вариант	Номера задач					
	9	36	6	103	115	167		25	17	47	71	97	157
1	9	36	6	103	115	167	25	17	47	71	97	157	134
2	24	64	96	72	160	117	26	26	56	86	106	147	136
3	23	40	67	100	116	125	27	18	48	96	94	152	148
4	1	55	68	74	150	134	28	29	52	67	84	129	164
5	15	45	78	95	135	145	29	30	59	68	104	162	123
6	16	37	89	80	140	118	30	25	42	73	105	159	128
7	2	39	87	66	119	165	31	27	38	81	107	133	145
8	3	43	110	102	146	120	32	19	40	83	92	153	131
9	14	54	70	114	122	126	33	33	37	65	87	137	129
10	4	42	112	82	121	163	34	32	54	70	93	132	158
11	22	49	101	85	142	158	35	8	44	75	69	138	165
12	12	44	73	77	113	132	36	24	45	71	109	155	157
13	13	63	91	111	167	123	37	9	64	76	114	139	125
14	35	38	88	109	166	124	38	1	46	91	72	143	124
15	20	62	71	108	154	148	39	16	39	67	100	121	148
16	5	61	76	99	164	127	40	20	58	73	77	122	145
17	34	41	65	78	144	136	41	11	41	68	66	166	130
18	21	58	85	69	141	156	42	3	43	85	80	142	156
19	11	46	75	98	143	117	43	34	61	86	74	146	136
20	60	70	90	150	120	10	44	14	60	88	103	135	134
21	31	51	91	111	161	118	45	4	36	89	95	141	168
22	6	50	112	81	131	168	46	12	63	112	79	144	127
23	28	53	110	82	128	126	47	5	62	96	102	119	120
24	7	57	89	83	151	130	48	10	55	110	79	146	117

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин. – 5-е изд. – М.: Высшая школа, 2004. – 557 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 томах / Д. Шрайвер, П. Эткинс. Перевод с английского М.Г. Розовой, С.Я. Истоминой, М.Е. Тамм. – М.: Мир, 2004 – 679 с.
4. Третьяков, Ю.Д. Практикум по неорганической химии / Под ред. Третьякова Ю.Д. – М.: Изд-во Академия, 2004 – 384 с.

Дополнительная

5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – 5-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2003. – 743 с.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
7. Некрасов, Б.В. Учебник общей химии: для хим. вузов / Б.В. Некрасов. – 4-е изд., перераб. – М.: Химия, 1991. – 560 с.
8. Никольский, А.Б. Химия: учебник для вузов / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. – СПб.: Химиздат, 2001. – 512 с.
9. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузов / З.Е. Гольбрайх, Е.И. Маслов. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.
10. Романцева, Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Л.М. Романцева, З.Л. Лецинская, В.А. Суханова. – 2-е изд., перераб и доп. – М.: Высшая школа, 1991. – 288 с.
11. Ефимов А.И. Свойства неорганических соединений. Справочник / А.И. Ефимов и др. – Л.: Химия, 1983. – 392 с.

Учебное издание

Морозова Елена Александровна
Еремина Валерия Валерьевна

ЭКВИВАЛЕНТ

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по курсам «Химия», «Общая и неорганическая химия» и «Основы общей и неорганической химии» для студентов специальностей 160700.65 «Проектирование авиационных и ракетных двигателей», 170100.65 «Боеприпасы и взрыватели», 240300 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий» и направлений подготовки 100800.62 «Товароведение», 151000.62 «Технологические машины и оборудование», 151900.62 «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств», 190600.62 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и механизмов», 240700.62 «Биотехнология», 260100.62 «Продукты питания из растительного сырья», 270800.62 «Строительство» всех форм обучения

Редактор Глядищева Е.Е.

Подписано в печать 09.09.2013. Формат 60×84, 1/16

Усл. п. л. – 1,8. Уч. изд. л. – 1,93.

Печать – ризография, множительно-копировальный аппарат «RISO EZ300»

Тираж 50 экз. Заказ 2013-75

Издательство Алтайского государственного
технического университета

656038, г. Барнаул, пр-т Ленина, 46

Оригинал-макет подготовлен ИИО БТИ АлтГТУ

Отпечатано на ИИО БТИ АлтГТУ

659305, г. Бийск, ул. Трофимова, 27