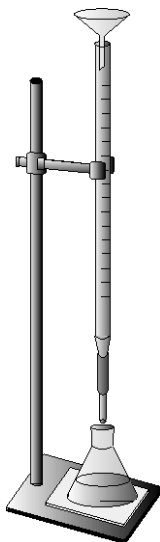


МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 1

Учебно-методическое пособие



Севастополь
СевГУ
2018

Р е ц е н з е н т:

Е.Н. Корж – канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» СевГУ.

Практикум по химии: учеб.-метод. пособие по дисциплине «Химия» для студентов дневной и заочной форм обучения технических специальностей. – Ч. 1 / Сост. Л.А. Яковишин. – Севастополь: СевГУ, 2018. – 55 с.

Целью учебно-методического пособия является оказание помощи студентам в выполнении лабораторных работ и самостоятельном изучении тем «Химический эквивалент», «Способы выражения концентраций растворов» и «Жесткость воды».

УДК 546(076.5)

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании кафедры «Химия», протокол № 6 от 27 февраля 2018 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов технических специальностей.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ	5
1.1. Понятие о химическом эквиваленте и факторе эквивалентности	5
1.2. Закон эквивалентов	11
1.3. Способы выражения концентраций растворов ..	14
1.4. Жесткость воды. Водоподготовка.....	21
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	31
2.1. Лабораторная работа по теме «Химический эквивалент»	31
2.2. Лабораторная работа по теме «Способы выражения концентраций растворов. Жесткость воды»	39
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	47
ПРИЛОЖЕНИЕ А	48

ВВЕДЕНИЕ

Закон эквивалентов И. Рихтера относится к важнейшим химическим законам. Он явился первым законом стехиометрии – раздела химии о массовых и объемных отношениях между реагентами и продуктами реакций. Открытия И. Рихтера способствовали обоснованию химической атомистики и оказали существенное влияние на работы ряда ученых, например, У. Вулластона и Й. Берцелиуса.

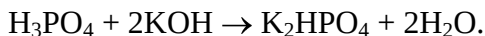
Понятие «химический эквивалент» является одним из ключевых в химии. Его введение позволяет быстро решать расчетные задачи, использовать в количественном анализе (кислотно-основное титрование и пр.), в электрохимии, расчетах концентраций растворов. В настоящих методических указаниях приводятся теоретические сведения о понятии эквивалента и методике решения задач, связанных с ним, а также методика экспериментального определения молярной массы эквивалента магния.

В пособии содержатся сведения по классификации видов жесткости воды, ее расчету и основным методам устранения. Приведены данные для перевода единиц жесткости воды и разобраны решения типовых задач. Указаны требования к общей жесткости питьевой воды из разных источников. Разобраны методики определения временной и общей жесткости водопроводной воды.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. Понятие о химическом эквиваленте и факторе эквивалентности

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион H^+ или OH^- , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом другого вещества. Например, рассмотрим следующую реакцию:



В ходе этой реакции только два атома водорода замещаются на атомы калия, иначе, в реакцию вступают два иона H^+ (кислота проявляет основность 2). Тогда по определению эквивалентом H_3PO_4 будет являться условная частица $1/2H_3PO_4$, т.к. если одна молекула H_3PO_4 предоставляет два иона H^+ , то один ион H^+ дает половина молекулы H_3PO_4 .

С другой стороны, на реакцию с одной молекулой ортофосфорной кислоты щелочь отдает два иона OH^- , следовательно, один ион OH^- потребуется на взаимодействие с $1/2$ молекулы кислоты. Эквивалентом кислоты является условная частица $1/2H_3PO_4$, а эквивалентом щелочи частица KOH .

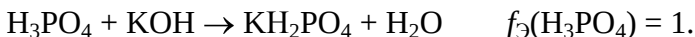
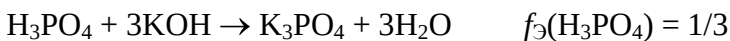
Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется *фактором эквивалентности* ($f_э$). Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1. Формулы расчета фактора эквивалентности приведены в *таблице 1.1*.

Таким образом, сочетая фактор эквивалентности и формульную единицу вещества, можно составить формулу эквивалента какой-либо частицы, где фактор эквивалентности записывается как химический коэффициент перед формулой частицы:

$$f_{\text{Э}} (\text{формульная единица вещества}) \equiv \text{эквивалент}$$

В примере, рассмотренном выше, фактор эквивалентности для кислоты, соответственно, равен $1/2$, а для щелочи КОН равен 1 .

Между H_3PO_4 и КОН также могут происходить и другие реакции. При этом кислота будет иметь разные значения фактора эквивалентности:



Следует учитывать, что эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.

Таблица 1.1 – Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B(\text{Э})},$ где $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \cdot 2) = 1/4;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$
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	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \cdot 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \cdot 5) = 1/10$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)},$ где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)},$ где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)

Продолжение таблицы 1.1

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
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)¹, $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n_{\bar{e}}},$ где $n_{\bar{e}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	$f_{\text{э}} = \frac{1}{ z },$ где z – заряд иона	$f_{\text{э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

Пример 1. Определите фактор эквивалентности и эквивалент у солей: а) ZnCl_2 , б) KHCO_3 , в) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.

Решение: Для расчетов воспользуемся формулами, приведенными в таблице 1.1.

а) ZnCl_2 (средняя соль):

¹ Для солей аммония в формулу, соответственно, подставляют число ионов аммония NH_4^+ и их валентность, равную 1.

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Zn}) \cdot B(\text{Zn})} = \frac{1}{n(\text{Cl}) \cdot B(\text{Cl})} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}.$$

$f_{\text{Э}}(\text{ZnCl}_2) = 1/2$, поэтому эквивалентом ZnCl_2 является частица $1/2\text{ZnCl}_2$.

б) KHCO_3 (кислая соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{K}) \cdot B(\text{K})} = \frac{1}{n(\text{HCO}_3) \cdot B(\text{HCO}_3)} = \frac{1}{1 \cdot 1} = \frac{1}{1 \cdot 1} = 1.$$

$f_{\text{Э}}(\text{KHCO}_3) = 1$, поэтому эквивалентом KHCO_3 является частица KHCO_3 .

в) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ (основная соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{MgOH}) \cdot B(\text{MgOH})} = \frac{1}{n(\text{SO}_4) \cdot B(\text{SO}_4)} = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$$

$f_{\text{Э}}((\text{MgOH})_2\text{SO}_4) = 1/2$, поэтому эквивалентом $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ является частица $1/2(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.

Эквивалент, как частица, может быть охарактеризован молярной массой (молярным объемом) и определенным количеством вещества $\nu_{\text{Э}}$. *Молярная масса эквивалента* ($M_{\text{Э}}$) – это масса одного моль эквивалента. Она равна произведению молярной массы вещества на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Э}}.$$

Молярная масса эквивалента имеет размерность «г/моль».

Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов образующих его составных частей, например:

$$M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + M_{\text{Э}}(\text{O}) = M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + 8$$

$$M_{\text{Э}}(\text{кислоты}) = M_{\text{Э}}(\text{H}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}) = 1 + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка})$$

$$M_{\text{Э}}(\text{основания}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{OH}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17$$

$$M_{\text{Э}}(\text{соли}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}).$$

Пример 2. Рассчитайте молярную массу эквивалента воды.

Решение. $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = M_{\text{Э}}(\text{H}) + M_{\text{Э}}(\text{O}) = 1 + 8 = 9$ г/моль. Используя $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O})$ (см. таблицу 1.1), получаем тоже значение: $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot (1/2) = 9 \text{ г/моль}$.

Газообразные вещества помимо молярной массы эквивалента имеют *молярный объем эквивалента* ($V_{m_{\text{Э}}}$ или $V_{\text{Э}}$) – объем, занимаемый молярной массой эквивалента или объем одного моль эквивалента. Размерность «л/моль». При н.у. получаем:

$$V_{m_{\text{Э}}} = f_{\text{Э}} \cdot V_m = f_{\text{Э}} \cdot 22,4.$$

Пример 3. Определите эквивалент и рассчитайте молярный объем эквивалента водорода, хлора и кислорода при н.у.

Решение. Эквивалентом H_2 является условная частица $1/2\text{H}_2$ ($f_{\text{Э}} = 1/2$), эквивалентом Cl_2 – условная частица $1/2\text{Cl}_2$ ($f_{\text{Э}} = 1/2$) и кислорода – условная частица $1/4\text{O}_2$ ($f_{\text{Э}} = 1/4$). Тогда: $V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2) = (1/2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль}$. Рассуждая аналогично, получаем:

$$V_{m_{\text{Э}}}(\text{Cl}_2) = (1/2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль};$$

$$V_{m_{\text{Э}}}(\text{O}_2) = (1/4) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

1.2. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов был открыт в 1792 г. И. Рихтером. Современная формулировка закона: *вещества реагируют и образуются согласно их эквивалентам*. Все вещества в уравнении реакции связаны законом эквивалентов, поэтому:

$$\begin{aligned} \nu_3(\text{реагента}_1) &= \dots = \nu_3(\text{реагента}_n) = \\ &= \nu_3(\text{продукта}_1) = \dots = \nu_3(\text{продукта}_n) \end{aligned}$$



Иеремия Вениамин Рихтер (1762–1807 гг.) – немецкий химик. Окончил Кенигсбергский университет (1789 г.). Занимался установлением математических зависимостей в химических реакциях. В 1792–1793 гг. опубликовал работу «Начальные основания стехиометрии, или искусства измерения химических элементов», в которой на реакциях нейтрализации показал, что кислоты вступают во взаимодействие с основаниями в строго определенных пропорциях. Сформулировал закон эквивалентов (термин «эквивалент» ввел в 1767 г. Г. Кавендиш). Ввел понятие «стехиометрия».

Из закона эквивалентов следует, что *массы (или объемы) реагирующих и образующихся веществ пропорциональны молярным массам (молярным объемам) их эквивалентов*. Для любых двух веществ, связанных законом эквивалентов, можно записать:

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}_2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_{m_{\text{Э}_1}}} = \frac{V_2}{V_{m_{\text{Э}_2}}} \quad \text{или} \quad \frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{V_2}{V_{m_{\text{Э}_2}}},$$

где m_1 и m_2 – массы реагентов и (или) продуктов реакции, г;

$M_{\text{Э}_1}$, $M_{\text{Э}_2}$ – молярные массы эквивалентов реагентов и (или) продуктов реакции, г/моль;

V_1, V_2 – объемы реагентов и (или) продуктов реакции, л;

$V_{m_{Э1}}, V_{m_{Э2}}$ – молярные объемы эквивалентов реагентов

и (или) продуктов реакции, л/моль.

Пример 1. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла потребовалось 2,24 л водорода (при н.у.). Рассчитайте молярные массы эквивалентов оксида и металла. Определите относительную атомную массу металла, оксид которого упомянут в задаче. Что это за металл?

Решение. Из закона эквивалентов следует:

$$\frac{m(\text{MeO})}{M_{Э}(\text{MeO})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{m_{Э}}(\text{H}_2)}.$$

$M_{Э}(\text{MeO}) = (7,09 \cdot 11,2) / 2,24 = 35,45$ г/моль. Зная, что $M_{Э}(\text{MeO}) = M_{Э}(\text{Me}) + M_{Э}(\text{O})$, получаем:

$$M_{Э}(\text{Me}) = M_{Э}(\text{MeO}) - M_{Э}(\text{O}) = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

Т.к. $f_{Э}(\text{Me}) = \frac{1}{B(\text{Э})} = \frac{1}{2}$ (металл двухвалентный) и $M_{Э}(\text{Me}) =$
 $= M(\text{Me}) \cdot f_{Э}(\text{Me})$, то $M(\text{Me}) = M_{Э} / f_{Э} = 27,45 / (1/2) = 54,9$ г/моль.

Относительная атомная масса численно совпадает с молярной массой, следовательно, $Ar(\text{Me}) = 54,9$ а.е.м. В периодической системе находим металл с такой массой. Это марганец Mn.

Пример 2. Из 3,85 г нитрата металла получили 1,60 г его гидроксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла. Определите этот металл.

Решение. По закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{нитрата})}{M_{\text{Э}}(\text{нитрата})} = \frac{m(\text{гидроксида})}{M_{\text{Э}}(\text{гидроксида})}.$$

Т.к. молярная масса эквивалента вещества равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей, то:

$$M_{\text{Э}}(\text{нитрата}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{NO}_3) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 62;$$

$$M_{\text{Э}}(\text{гидроксида}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{OH}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17.$$

Тогда получаем:

$$\frac{3,85}{M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 62} = \frac{1,60}{M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17} \Rightarrow M_{\text{Э}}(\text{Me}) = 15 \text{ г/моль}.$$

Этим металлом может быть скандий ($f_{\text{Э}}(\text{Sc}) = 1/3$, тогда $M(\text{Sc}) = 15/(1/3) = 45 \text{ г/моль}$ и $Ar = 45 \text{ а.е.м.}$).

Пример 3. Хлорид двухвалентного металла содержит 52,21 % хлора. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого элемента. Что это за элемент?

Решение. $\omega\%(\text{Me}) = 100\% - 52,21\% = 47,79\%$.

Допустим, что масса хлорида равна 100 г, тогда $m(\text{Me}) = 47,79 \text{ г}$, а $m(\text{Cl}) = 52,21 \text{ г}$.

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{Cl})}{M_{\text{Э}}(\text{Cl})}, \text{ тогда } M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{Э}}(\text{Cl})}{m(\text{Cl})}.$$

$f_{\text{Э}}(\text{Cl}) = 1$ (хлор в хлоридах одновалентен), поэтому:
 $M_{\text{Э}}(\text{Cl}) = M(\text{Cl}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{Cl}) = 35,5 \cdot 1 = 35,5 \text{ г/моль}$. Тогда получаем:
 $M_{\text{Э}}(\text{Me}) = (47,79 \cdot 35,5) / 52,21 = 32,5 \text{ г/моль}$. Т.к. металл двухвалентный, то $M(\text{Me}) = M_{\text{Э}} / f_{\text{Э}} = 32,5 / (1/2) = 65 \text{ г/моль}$.
 $Ar(\text{Me}) = 65 \text{ а.е.м.}$ Это цинк Zn.

1.3. Способы выражения концентраций растворов

Раствор – это гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Компонентами раствора являются растворенное вещество (растворенные вещества) и растворитель (растворители). Содержание растворенного вещества можно выразить по отношению к массе раствора (массовые способы) или его объему (объемные способы). Масса $m(\text{р-ра})$ и объем раствора $V(\text{р-ра})$ связаны между собой через его плотность $\rho(\text{р-ра})$:

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})$$

Следует учитывать, что в учебной литературе нет единого способа обозначения, принятого для большинства отдельных способов выражения концентраций растворов. Один и тот же способ выражения концентрации могут обозначать разными буквами.

Массовые способы выражения концентраций растворов.

1. *Массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация)* показывает, какая масса растворенного вещества (в г) содержится в 100 г раствора (обозначается как « ω », «с» или «w»). Масса раствора складывается из масс растворенного вещества и растворителя. Массовую долю выражают в % или долях.

$$\omega = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%,$$

где $m(\text{раств. в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;
 $m(\text{р-ра})$ – масса раствора, г.

2. *Моляльная концентрация (моляльность)* показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 кг растворителя (обозначается как «*b*» или «*c_m*»; единица измерения моль/кг):

$$b = \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ля})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})},$$

где $\nu(\text{раств. в-ва})$ – количество растворенного вещества, моль;

$m(\text{р-ля})$ – масса растворителя, кг;

$m(\text{раств. в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;

$M(\text{раств. в-ва})$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Объемные способы выражения концентраций растворов.

1. *Молярная концентрация (молярность, мольно-объемная концентрация)* показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 л раствора (обозначается как «*c*» или «*c_M*»; единицы измерения моль/л или М):

$$c = \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})},$$

где $\nu(\text{раств. в-ва})$ – количество растворенного вещества, моль;

$V(\text{р-ра})$ – объем раствора, л;

$m(\text{раств. в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;

$M(\text{раств. в-ва})$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

2. *Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация, нормальность, мольно-объемная*

концентрация эквивалента, эквивалентная концентрация) показывает, какое количество эквивалента растворенного вещества (в моль) содержится в 1 л раствора (обозначается как « $c_{\text{Э}}$ », « $c_{\text{н}}$ » « c_{eq} » или « N »; единица измерения моль/л (моль-экв/л, n . или N):

$$c_{\text{Э}} = \frac{\nu_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})},$$

где $\nu(\text{раств. в-ва})$ – количество эквивалента растворенного вещества, моль;

$V(\text{р-ра})$ – объем раствора, л;

$m(\text{раств. в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/моль.

3. $T_{\text{мтр}}$ показывает, какая масса растворенного вещества (в г) содержится в 1 мл (1 см^3) раствора (обозначается как « T »; единицы измерения г/мл):

$$T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})},$$

где $m(\text{раств. в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;

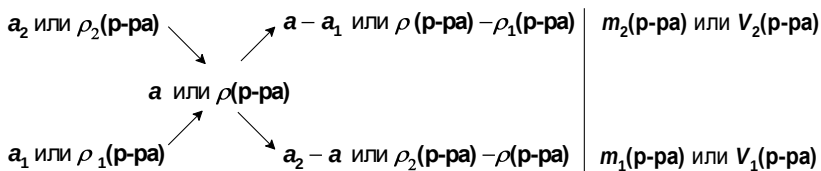
$V(\text{р-ра})$ – объем раствора, мл или см^3 ;

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Смешали 50 г 1%-ного раствора NaCl и 110 г 12%-ного раствора NaCl. Вычислите массовую долю NaCl в растворе, полученном после смешения.

Решение. Задачи на смешение растворов, раствора и воды, кристаллогидрата и раствора, кристаллогидрата и воды удобно решать с использованием *правила креста* (*правила*

смешения, правила конверта). Крест составляется следующим образом (см. схему). Слева сверху записывают концентрацию a (или плотность) того из смешиваемых растворов, которая больше (a_2 или $\rho_2(p-pa)$), а слева снизу – той, которая меньше (a_1 или $\rho_1(p-pa)$). Между ними указывают концентрацию (или плотность) раствора, который получается после смешения (a или $\rho(p-pa)$). Таким образом, указанные концентрации или плотности растворов связаны неравенством $a_2 > a > a_1$ или $\rho_2(p-pa) > \rho(p-pa) > \rho_1(p-pa)$. Далее осуществляют вычитание концентраций или плотностей по диагоналям крест на крест, как показано на схеме. Напротив каждой из разностей приводят значения масс смешиваемых растворов, если их концентрации массовые, или объемов растворов, если их концентрации объемные или вычитались плотности:



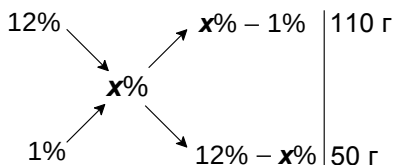
Разности концентраций (или плотностей растворов) относится между собой так же, как разности масс или плотностей растворов:

$$\frac{a - a_1}{a_2 - a} = \frac{m_2(p-pa)}{m_1(p-pa)}, \text{ если } a, a_1 \text{ и } a_2 - \text{массовые концентрации}$$

$$\text{или } \frac{a - a_1}{a_2 - a} = \frac{V_2(p-pa)}{V_1(p-pa)}, \text{ если } a, a_1 \text{ и } a_2 - \text{объемные концентрации}$$

$$\text{или } \frac{\rho(p-pa) - \rho_1(p-pa)}{\rho_2(p-pa) - \rho(p-pa)} = \frac{V_2(p-pa)}{V_1(p-pa)}.$$

Составим крест (ω – массовая доля растворенного вещества):



$$\frac{x\% - 1\%}{12\% - x\%} = \frac{110}{50}$$

$$\Rightarrow x\% = 8,56\%.$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 8,56\%.$$

Эту задачу можно было решить другим способом (без составления креста):

$$m_2(\text{NaCl}) = [\omega_2(\text{NaCl}) \cdot m_2(\text{p-ра NaCl})] / 100\% = \\ = (12\% \cdot 110) / 100\% = 13,2 \text{ г}$$

$$m_1(\text{NaCl}) = (1\% \cdot 50) / 100\% = 0,5 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl}) = 0,5 + 13,2 = 13,7 \text{ г}$$

$$m(\text{p-ра NaCl}) = m_1(\text{p-ра NaCl}) + m_2(\text{p-ра NaCl}) = 50 + 110 = 160 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = [m(\text{NaCl}) / m(\text{p-ра NaCl})] \cdot 100\% = \\ = [13,7 / 160] \cdot 100\% = 8,56\%.$$

При составлении креста следует учитывать, что воду можно рассматривать как раствор, в котором концентрация растворенного вещества равна 0 (плотность 1 г/мл). Раствором также можно условно считать и кристаллогидрат. При этом массовую долю растворенного вещества в нем рассчитывают по формуле:

$$\omega\% = \frac{M(\text{безводного вещества})}{M(\text{кристаллогидрата})} \cdot 100\%,$$

где M (безводного вещества) – молярная масса безводного вещества, г/моль;

M (кристаллогидрата) – молярная масса кристаллогидрата, г/моль.

Пример 2. Смешали 50 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 800 г воды. Вычислите массовую долю Na_2CO_3 в растворе, полученном после смешения.

Решение. Вычислим массовую долю безводного Na_2CO_3 в кристаллогидрате $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$:

$$\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{106}{106 + 10 \cdot 18} \cdot 100\% = 37,06\%.$$

Составим крест:

$$\begin{array}{ccc} 37,06\% & \nearrow & x\% \\ & x\% & \\ 0\% & \nwarrow & 37,06\% - x\% \end{array} \quad \begin{array}{l} 50 \text{ г} \\ 800 \text{ г} \end{array}$$

$$\frac{x\%}{37,06\% - x\%} = \frac{50}{800}$$

$$\Rightarrow x\% = 2,18\%.$$

$$\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,18\%.$$

Пример 3. На нейтрализацию 235 мл раствора кислоты пошло 125 мл раствора NaOH с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/л. вычислите молярную концентрацию эквивалента кислоты.

Решение. В соответствии с законом эквивалентов 1 моль эквивалента одного вещества реагирует с 1 моль эквивалента другого вещества, поэтому

$$c_{\text{Э}_1} \cdot V_1(\text{р-ра}) = c_{\text{Э}_2} \cdot V_2(\text{р-ра})$$

$$c_{\text{Э}_{\text{к-ты}}} \cdot V(\text{р-ра к-ты}) = c_{\text{Э}_{\text{щелочи}}} \cdot V(\text{р-ра щелочи}) .$$

$$c_{\text{Э}_{\text{к-ты}}} = \frac{c_{\text{Э}_{\text{щелочи}}} \cdot V(\text{р-ра щелочи})}{V(\text{р-ра к-ты})} = \frac{1 \cdot 125}{235} = 0,53 \text{ моль/л} .$$

Пример 4. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр серной кислоты в растворе объемом 250 мл, если в нем содержится 4,9 г серной кислоты.

Решение.

$$c = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{4,9}{98 \cdot 0,250} = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$\begin{aligned} c_{\text{Э}} &= \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot f_{\text{Э}} \cdot V(\text{р-ра})} = \\ &= \frac{c}{f_{\text{Э}}} = \frac{0,2}{1/2} = 0,4 \text{ моль/л} \end{aligned}$$

$$T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{c \cdot M(\text{раств. в-ва})}{1000} = \frac{0,2 \cdot 98}{1000} = 0,0196 \text{ г/мл}$$

или

$$T = \frac{c_{\text{Э}} \cdot M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})}{1000} = \frac{0,4 \cdot 98 \cdot 1/2}{1000} = 0,0196 \text{ г/мл}.$$

1.4. Жесткость воды. Водоподготовка

1.4.1. Виды жесткости воды и их расчет

Жесткость – это совокупность физико-химических свойств воды, обусловленная наличием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Различают *карбонатную (временную)* и *некарбонатную (постоянную)* жесткость. Карбонатная (временная) жесткость вызвана содержащимися в воде гидрокарбонатами кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ и легко устраняется кипячением. Некарбонатная (постоянная) жесткость обусловлена кальциевыми и магниевыми солями минеральных кислот (например, CaCl_2 , MgSO_4 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$). Она не устраняется кипячением. Также выделяют отдельно *кальциевую* и *магниевую жесткость*.

Количественно жесткость воды представляет собой молярную концентрацию эквивалента вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, обозначаемую в этом случае как «Ж» и выражаемую в ммоль-экв/л (ммоль-экв/дм³, ммоль/л, ммоль/дм³ или градусах)²:

$$Ж = \frac{m(\text{вещества})}{M_{\text{э}}(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})},$$

где Ж – жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);

² В размерности молярной концентрации эквивалента иногда не указывают «экв». Согласно ГОСТ 31865–2012 «Вода. Единица жёсткости» жесткость питьевой воды в Российской Федерации выражают в градусах жесткости (°Ж), что соответствует ммоль-экв/л. ГОСТ 31865–2012 введен в действие в качестве национального стандарта с 1 января 2014 г.

$m(\text{вещества})$ – масса вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, мг;

$M_3(\text{вещества})$ – молярная масса эквивалента вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – объем воды, л.

В некоторых странах жесткость выражается в градусах (см. таблицу 1.2).

Таблица 1.2 – Национальные единицы жесткости воды

Единица жесткости	Страна	Соответствие	Множитель для перехода к ммоль-экв/л
°Ж	Россия	20,04 мг Ca^{2+} или 12,16 мг Mg^{2+} в 1 дм^3 (л) воды	1
ммоль/ дм^3	Украина	20,04 мг Ca^{2+} или 12,16 мг Mg^{2+} в 1 дм^3 (л) воды	1
°DH (°dH, °dGH)	Германия	10 мг CaO или 7,194 мг MgO в 1 дм^3 (л) воды	0,357
°Clark (°e)	Велико-британия	10 мг CaCO_3 в 0,7 дм^3 (л) воды	0,285
°F (°fh, °f, °TH)	Франция	10 мг CaCO_3 в 1 дм^3 (л) воды	0,200
ppm (°usH)	США	1 мг CaCO_3 в 1 дм^3 (л) воды	0,020

Суммарное содержание всех солей кальция и магния в воде называют *общей жесткостью*:

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M_3(\text{Ca}^{2+}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M_3(\text{Mg}^{2+}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{20,04 \cdot V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{12,16 \cdot V(\text{H}_2\text{O})}$$

Если известна временная ($\mathcal{K}_{\text{вр}}$) и постоянная жесткость ($\mathcal{K}_{\text{пост}}$), то общую жесткость можно найти по формуле:

$$\mathcal{K}_{\text{общ}} = \mathcal{K}_{\text{вр}} + \mathcal{K}_{\text{пост}}$$

Мягкой воде соответствует жесткость < 2 °Ж, жесткой – > 10 ммоль-экв/л. Вода средней жесткости, соответственно, имеет $2\text{--}10$ °Ж.

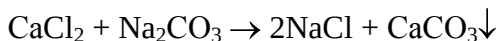
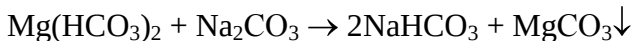
Согласно СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества» у питьевой водопроводной воды общая жесткость должна быть ≤ 7 °Ж (в отдельных случаях допускается жесткость ≤ 10 °Ж).

1.4.2. Методы устранения жесткости (методы водоумягчения). Водоподготовка

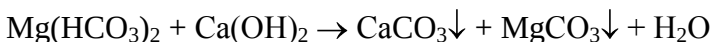
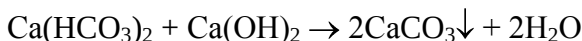
Для устранения жесткости воды применяют различные методы. Некоторыми способами можно удалить из воды не только катионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , но и произвести более глубокую очистку. Процесс удаления из воды примесей для тех или иных бытовых или технических нужд называют *водоподготовкой*.

I. *Методы осаждения*. В этом случае к воде добавляют специальные вещества (химические методы, реагентное умягчение) или кипятят воду. При этом соли жесткости выпадают в осадок.

1. *Содовый метод* (добавка к воде соды Na_2CO_3). Это универсальный метод, позволяющий удалить временную и постоянную жесткость.

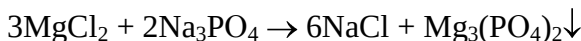
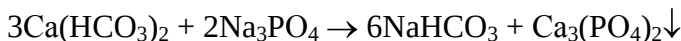


2. *Известковый метод* (добавка гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$).



Метод не является универсальным, поэтому его часто используют вместе с содовым (*известково-содовый метод*).

3. *Фосфатный метод* (добавка фосфата натрия Na_3PO_4). Метод универсальный.

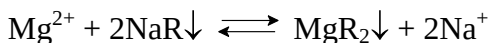
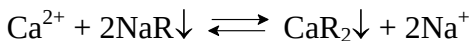


4. *Кипячение*. Этим методом устраняется только временная жесткость. Гидрокарбонаты кальция и магния при нагревании разлагаются. В зависимости от кислотности воды $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ дает разные продукты разложения.



II. *Метод ионного обмена*. Метод основан на обмене содержащихся в воде катионов (в том числе Ca^{2+} и Mg^{2+}) на ионы катионитов. *Катиониты* – это вещества, способные обменивать собственные катионы (Na^+ или H^+) на катионы, находящиеся в воде. Катионитами являются *ионно-обменные смолы (иониты)* (синтетические органические полимеры) или

цеолиты (алюмосиликаты $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot n\text{H}_2\text{O}]$). Катионы жесткости Ca^{2+} и Mg^{2+} связываются с катионитом и остаются на нем (рисунок 1.1).



или

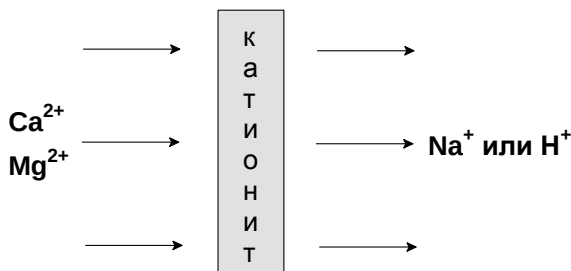
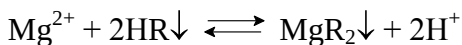
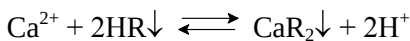
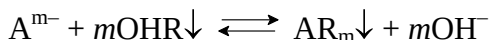
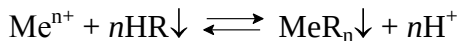


Рисунок 1.1 – Схема катионного обмена

При необходимости катионит можно восстановить до прежнего состояния. Для этого осуществляют обратный процесс – через него пропускают соль натрия, например, NaCl , или раствор кислоты, например, HCl .

Если необходима глубокая очистка воды, то последовательно осуществляют катионный и анионный обмен. При такой обработке достигается полное удаление катионов и анионов из воды, т.е. происходит ее *обессоливание*. Анионный обмен проводят на *анионитах*. Аниониты, как и катиониты, являются ионно-обменными

смолами. Для обессоливания (рисунки 1.2) используют катионит в H^+ -форме (обменивает катионы, содержащиеся в воде, на ионы H^+), а анионит – в OH^- -форме (обменивает анионы на гидроксид-ионы OH^-).



Ионы H^+ и OH^- , образующиеся при ионном обмене, соединяются и образуют молекулы воды.

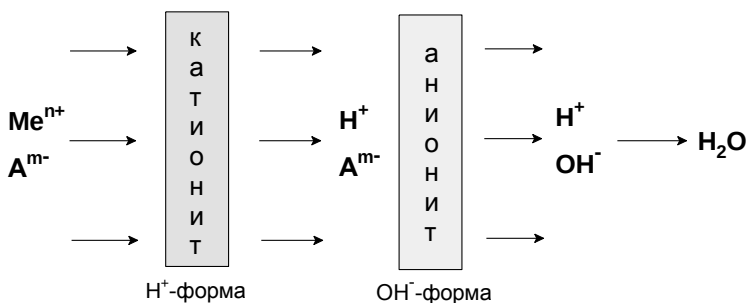
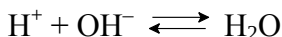


Рисунок 1.2 – Схема обессоливания воды

III. *Прочие методы.* Для обессоливания воды также применяют *перегонку* (дистилляцию), *обратный осмос* (гиперфльтрацию) и *электродиализ* (электрохимическое опреснение).

Перегонка (дистилляция) представляет собой нагрев раствора до кипения и конденсацию полученных паров воды. Для получения пресной воды из морской на судах чаще всего используют метод дистилляции. Ее проводят в специальных выпарных аппаратах (рисунок 1.3).



Рисунок 1.3 – Современный судовой опреснитель

Обратный осмос – задержка ионов или молекул, содержащихся в растворе, при пропускании его через полупроницаемую мембрану под давлением. Степень обессоливания составляет до 98%. Обратный осмос считают наиболее современным и эффективным методом.

Электродиализ (электрохимическое опреснение) – метод очистки, основанный на различной способности к проникновению ионов через мембраны под действием постоянного электрического тока (*рисунок 1.4*). Очистка воды осуществляется за счет диффузии через мембраны и электролиза. Катионы, проходя через катионную мембрану, притягиваются к катоду и восстанавливаются на нем (вместо них могут восстанавливаться молекулы воды). Анионы, соответственно, перемещаются через анионную мембрану и окисляются на аноде (вместо них могут окисляться молекулы воды). В этом случае воду можно обессолить на 90%.

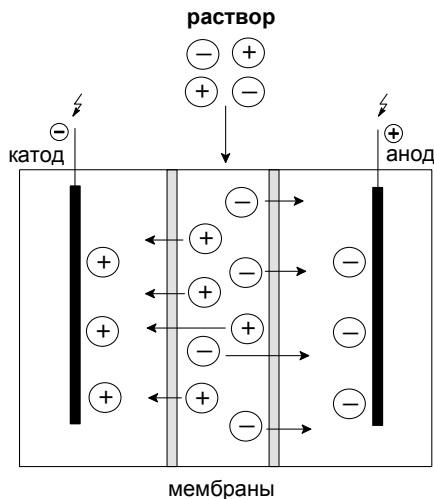


Рисунок 1.4 – Схема электродиализа

1.4.3. Определение жесткости воды

Жесткость воды можно определить *титрованием*. Титрование – это метод объемного анализа, представляющий собой постепенное прибавление раствора известной концентрации (стандартного раствора) к определенному объему анализируемого раствора неизвестной концентрации с целью ее установить. Титрование заканчивают, например, когда изменяется окраска индикатора, добавленного к анализируемому раствору.

Объем стандартного раствора определяют с помощью *бюретки* (рисунок 1.5). Бюретка (от франц. *burette* – «склянка») представляет собой тонкую проградуированную стеклянную трубку, рассчитанную на определенный объем. Бюретка снабжена краном или специальным дозатором.

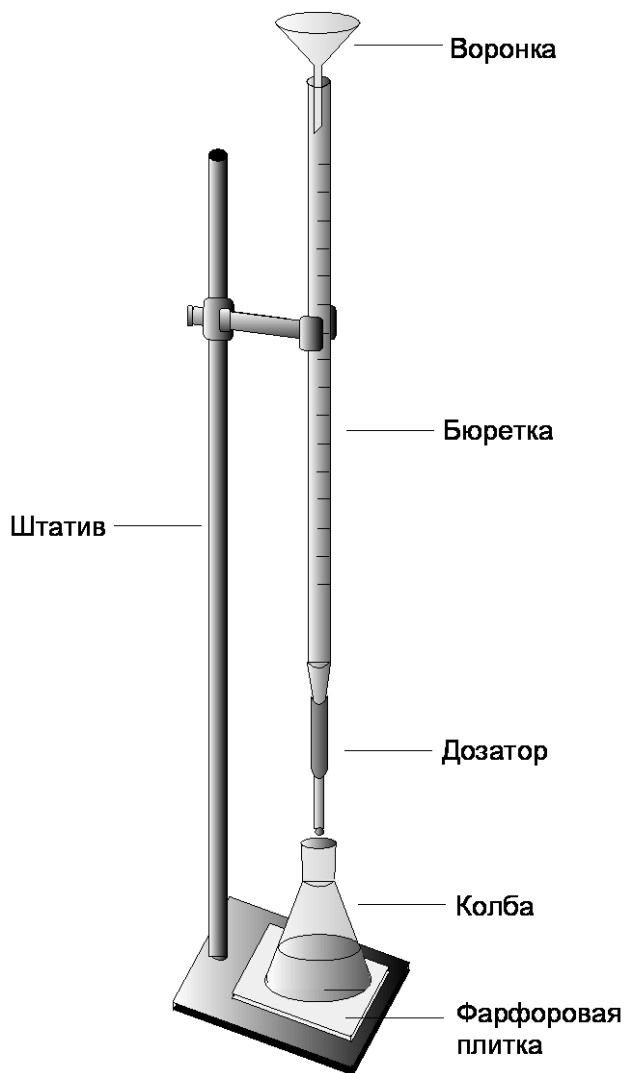


Рисунок 1.5 – Титровальная установка

1.4.4. Примеры решения типовых задач по жесткости

Пример 1. Какую массу соды Na_2CO_3 необходимо добавить к 100 л воды, имеющей жесткость 3,5 ммоль-экв/л?

Решение. $M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot f_3 = 106 \cdot 1/2 = 51$ г/моль.

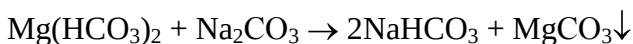
$$Ж = \frac{m(\text{вещества})}{M_3(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow$$

$$m(\text{вещества}) = Ж \cdot M_3(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})$$

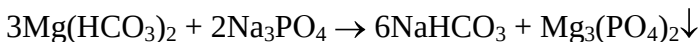
$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= Ж \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 3,5 \cdot 51 \cdot 100 = \\ &= 17850 \text{ мг} = 17,85 \text{ г}. \end{aligned}$$

Пример 2. В воде содержится $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Можно ли устранить жесткость такой воды: а) добавкой Na_2CO_3 ; б) Na_3PO_4 ? Свой ответ поясните.

Решение. а) Можно, т.к. при добавке к воде соды Na_2CO_3 происходит осаждение катионов магния в виде MgCO_3 . Жесткость воды при этом понижается.



б) Можно, т.к. при добавке к воде фосфата натрия катионы магния осаждаются в виде $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. Жесткость воды при этом понижается.



Пример 3. Общая жесткость воды составляет 7 °DH. Выразите жесткость в ммоль-экв/л.

Решение. Один немецкий градус жесткости (°DH) составляет 0,357 ммоль-экв/л (см. таблицу 1.2). Тогда получаем:

$$Ж = 7 \cdot 0,357 = 2,499 \text{ ммоль-экв/л}.$$

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме «Химический эквивалент»

2.1.1. Цель работы

Определить экспериментально молярную массу эквивалента магния по объему водорода, выделившегося при взаимодействии магния с соляной кислотой. Рассчитать относительную ошибку определения молярной массы эквивалента магния.

2.1.2. Оборудование и материалы

Две бюретки, колба на 50 мл, соединительные шланги, пробки, лабораторный штатив, мерный цилиндр на 20 мл, воронка, термометр, барометр, порошок магния, 10 % раствор HCl.

2.1.3. Ход работы

1. Проверка прибора на герметичность (см. *рисунок 2.1*). Подсоедините к одной из бюреток прибора колбу (*в ходе всех экспериментов колбу необходимо придерживать!*) и опустите другую бюретку вниз на 10–15 см. Если прибор герметичный, то уровень воды в бюретке с подсоединенной колбой сначала незначительно понизится, а затем останется без изменений. При разгерметизации прибора уровни жидкости в обеих бюретках станут одинаковыми (сообщающиеся сосуды). В таком случае проверьте плотность соединения колбы с бюреткой и снова испытайте прибор на герметичность.

После проверки прибора на герметичность отсоедините колбу от бюретки.

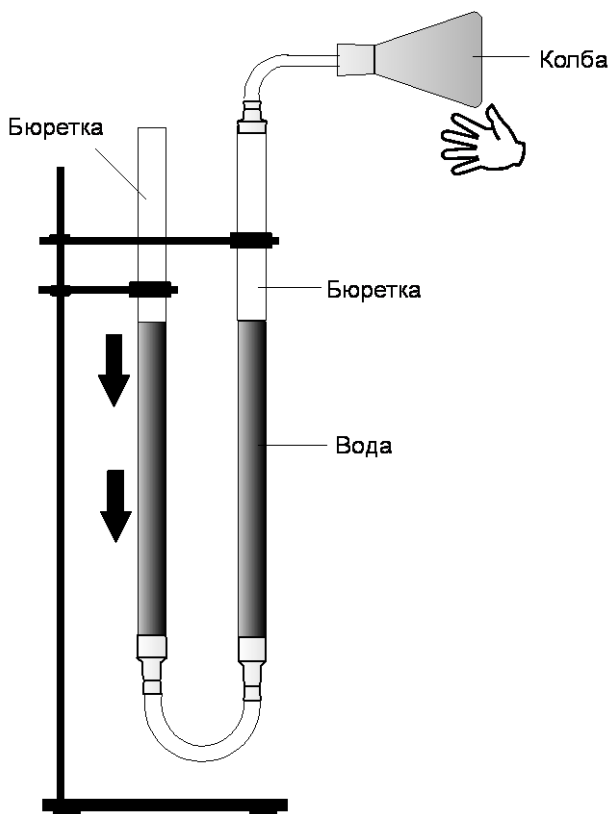


Рисунок 2.1 – Проверка прибора для определения молярной массы эквивалента магния на герметичность

2. Мерным цилиндром отмерьте 20 мл 10 % раствора HCl . *При работе с кислотой соблюдайте осторожность!* Перелейте кислоту в колбу (используйте воронку). Аккуратно выньте воронку из колбы так, чтобы капельки кислоты не смочили горловину колбы. Воронку опустите в мерный цилиндр. Колбу с кислотой разверните в горизонтальное положение и осторожно поместите в ее горловину навеску магния, завернутую в фильтровальную бумагу. *Бумага с магнием не должна касаться раствора кислоты!* В таком

положении подсоедините колбу к одной из бюреток (см. *рисунок 2.2*) и снова проверьте прибор на герметичность. Закрепите бюретки в штативе таким образом, чтобы уровни воды в них были одинаковыми. Отметьте начальный уровень воды в бюретке, к которой присоединена колба (объем $V_1(\text{H}_2\text{O})$).

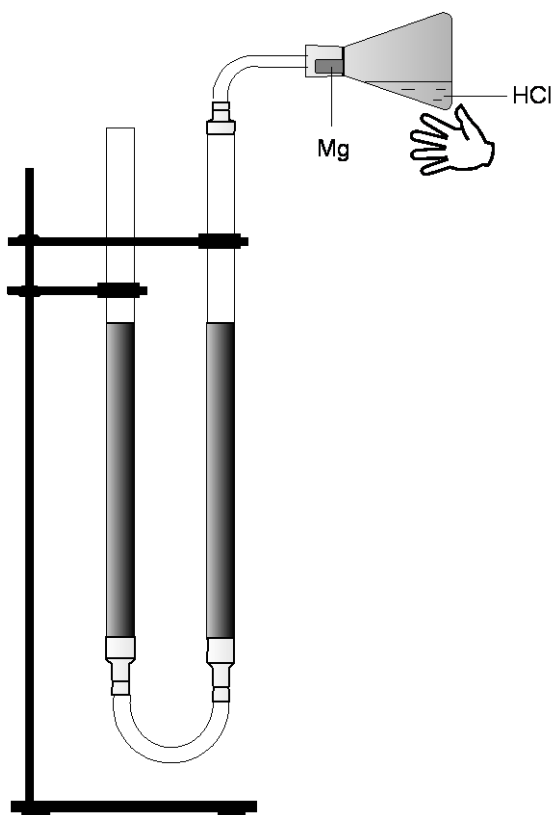


Рисунок 2.2 – Прибор для определения молярной массы эквивалента магния до начала опыта

3. Колбу наклоните, чтобы бумажка с магнием упала в кислоту. Происходит бурная реакция (см. *рисунок 2.3*). Запишите уравнение взаимодействия магния с соляной кислотой (оформление отчета выполните по образцу, приведенному в *таблице А1* приложения). Сделайте рисунок лабораторной установки.

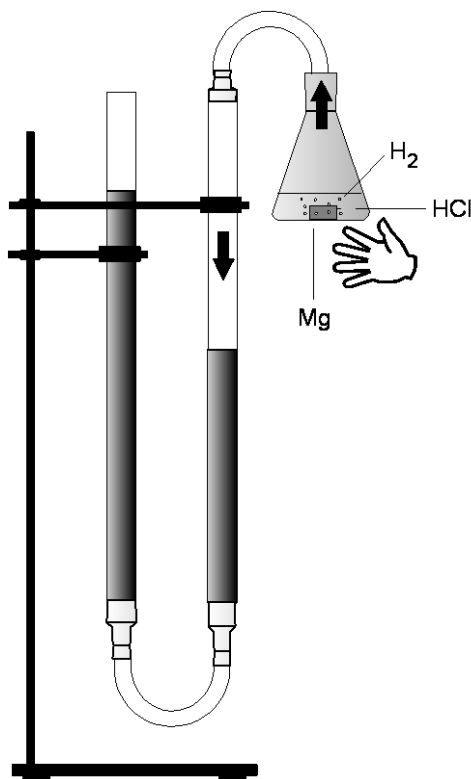


Рисунок 2.3 – Прибор для определения молярной массы эквивалента магния во время постановки опыта

4. После окончания реакции, когда перестанет меняться уровень воды в бюретках, дайте остыть колбе до комнатной температуры, а затем, опуская вниз бюретку, к

которой не подсоединена колба, приведите положение воды в бюретках к одному уровню. Теперь отметьте уровень воды в бюретке с подсоединенной колбой (объем $V_2(\text{H}_2\text{O})$). Разность уровней воды в ней до и после опыта будет равна объему выделившегося водорода.

5. Результаты эксперимента представьте в виде *таблицы 2.1*. Для нахождения давления водяного пара $P_{\text{водяного пара}}$ воспользуйтесь *таблицей А2* приложения.

Теоретическое значение $M_{\text{Э}}(\text{Mg})$ рассчитывают через фактор эквивалентности: $M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{теор.}} = M(\text{Mg}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{Mg})$.

Таблица 2.1 – Данные для расчета молярной массы эквивалента магния

$M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{теор.}}$ г/моль	$m(\text{Mg})$, г	Положение уровня воды в бюретке, мл		Объем H_2 $V(\text{H}_2)$, л	t , °C	Давление, мм рт. ст.	
		$V_1(\text{H}_2\text{O})$ (до опыта)	$V_2(\text{H}_2\text{O})$ (после опыта)			$P_{\text{атм.}}$	$P_{\text{водяногопара}}$

6. Вычисления проводят по формулам, приведенным ниже.

$$V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V(\text{H}_2) \cdot 273}{760 \cdot T},$$

где $V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)$ – объем водорода при н.у., л;

P – давление водорода, мм рт. ст.:

$$P = P_{\text{атм.}} - P_{\text{водяного пара}};$$

$V(\text{H}_2)$ – объем выделившегося водорода, л:

$$V(\text{H}_2) = [V_2(\text{H}_2\text{O}) - V_1(\text{H}_2\text{O})] \cdot 10^{-3};$$

T – абсолютная температура, К: $T = t + 273$.

Экспериментальное значение молярной массы эквивалента магния рассчитывают на основе закона эквивалентов:

$$\nu_3(\text{Mg}) = \nu_3(\text{H}_2) \quad \text{или} \quad \frac{m(\text{Mg})}{M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{эксп.}}} = \frac{V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)}{V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)},$$

где $m(\text{Mg})$ – масса магния, г;

$M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{эксп.}}$ – экспериментальное значение молярной массы эквивалента магния, г/моль;

$V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)$ – молярный объем эквивалента водорода, л/моль.

$$M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{эксп.}} = \frac{m(\text{Mg}) \cdot V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)}{V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)}.$$

Относительную ошибку определения $M_{\text{Э}}(\text{Mg})$ рассчитывают по формуле:

$$\Pi = \pm \left| \frac{M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{теор.}} - M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{эксп.}}}{M_{\text{Э}}(\text{Mg})_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100\%.$$

7. В выводе по лабораторной работе приведите экспериментально найденное значение $M_{\text{Э}}(\text{Mg})$ и относительную ошибку его определения. Укажите возможные причины появления ошибки.

2.1.4. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятия «химический эквивалент», «фактор эквивалентности», «молярная масса» и «молярный объем эквивалента».

2. Расчет фактора эквивалентности для химического элемента, простого вещества, оксида, кислоты, основания, соли, иона и частиц, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях.

3. Расчет молярной массы и молярного объема эквивалента.

4. Закон эквивалентов.

2.1.5. Расчетные задачи

1. Из 8,0 г оксида металла получается 18,8 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла. Что это за металл?

2. Оксид трехвалентного элемента содержит 30,00% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого элемента. Что это за элемент?

3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если на восстановление 4,068 г его оксида израсходовалось 1,12 л водорода (н.у.). Определите, какой это металл?

4. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ортомышьяковой кислоты H_3AsO_4 в реакциях взаимодействия с KOH , если при этом образуется:

- а) гидроортоарсенат калия;
- б) дигидроортоарсенат калия;
- в) ортоарсенат калия.

5. Напишите уравнения реакций $\text{Al}(\text{OH})_3$ с соляной кислотой, в ходе которых образуются средняя и две основные соли. Определите эквивалент и вычислите молярную массу

эквивалента $\text{Al}(\text{OH})_3$ в каждой из этих реакций. Назовите полученные соли.

6. На сжигание 0,27 г трехвалентного металла потребовалось 0,168 л кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого металла. Что это за металл?

7. Из 1,48 г нитрата металла получается 1,20 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла. Что это за металл?

8. В 2,35 г оксида одновалентного металла содержится 1,95 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида. Что это за металл?

9. Избытком гидроксида натрия действовали на растворы:

- а) дигидрофосфата натрия;
- б) гидроксохлорида магния;
- в) гидросульфата натрия.

Напишите уравнения реакций этих веществ с NaOH , определите их эквиваленты и рассчитайте для них молярные массы.

10. Рассчитайте фактор эквалентности и определите эквивалент для следующих веществ:

- а) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;
- б) Li_2HPO_4 ;
- в) Cl_2O_7 ;
- г) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$;
- д) KNaSO_4 ;
- е) $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$.

2.2. Лабораторная работа по теме «Способы выражения концентраций растворов. Жесткость воды»

2.2.1. Цель работы

Определить временную, постоянную и общую жесткость водопроводной воды.

2.2.2. Оборудование и материалы

Растворы кислот и солей (азотной, соляной и серной кислот, дихромата аммония, сульфата натрия, хлорида натрия, карбоната калия) соответствующих концентраций (*таблица А.3* приложения), ареометр, 0,1 моль-экв/л (0,1 н.) раствор HCl, метиловый оранжевый, 0,05 моль-экв/л (0,05 н.) раствор трилона Б, аммиачный буферный раствор, хромовый темно-синий, бюретка, 3 плоскодонных колбы на 200 мл, мерные цилиндры на 10 и 100 мл, воронка, белая фарфоровая плитка, водопроводная вода, дистиллированная вода.

2.2.3. Ход работы

Опыт 1. Определение массовой доли растворенного вещества по плотности раствора.

При помощи ареометра измерьте плотность выданного раствора (*рисунок 2.4*). Используя *таблицу А3* приложения, определите массовую долю растворенного вещества в растворе по его плотности. При необходимости воспользуйтесь методом интерполяции для расчета массовой доли растворенного вещества:

$$\frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1} = \frac{\omega_x - \omega_1}{\omega_2 - \omega_1},$$

где ρ_x – плотность выданного раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

ρ_1 – плотность раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

ρ_2 – плотность выданного раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

ω_x – массовая доля растворенного вещества в выданном растворе, %;

ω_1 – ближайшее меньшее табличное значение массовой доли растворенного вещества, %;

ω_2 – ближайшее большее табличное значение массовой доли растворенного вещества, %.

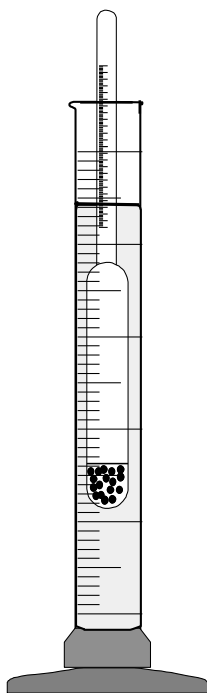


Рисунок 2.4 – Определение плотности раствора с помощью ареометра

Таким образом:

$$\omega_2 > \omega_x > \omega_1 \quad \rho_2 > \rho_x > \rho_1$$

$$\omega_x = \omega_1 + (\omega_2 - \omega_1) \frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1}$$

Рассчитайте, чему равна молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента и титр растворенного вещества в выданном растворе.

Опыт 2. Определение временной жесткости воды.

1. В бюретку с помощью воронки наливают раствор HCl с концентрацией 0,1 моль-экв/л (0,1 н.). Бюретку устанавливают на нулевое деление (см. рисунок 2.5).

2. В три колбы наливают по 100 мл водопроводной воды. Объем воды отмеряют большим мерным цилиндром. В каждую колбу добавляют по 2–3 капли индикатора метилового оранжевого. Содержимое колб перемешивают.

3. Воду титруют соляной кислотой. Для этого приливают кислоту из бюретки по каплям к воде до изменения окраски индикатора от желтой до оранжево-розовой. Содержимое колбы при этом постоянно взбалтывают, чтобы жидкости перемешивались. Фиксируют объем кислоты, пошедшей на титрование. Титрование повторяют еще 2 раза.

4. Результаты опыта заносят в таблицу 2.2. Расчеты проводят по формуле:

$$Ж_{вр} = \frac{c_3(\text{HCl}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{воды}}},$$

где $J_{\text{вр}}$ – временная жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);
 $c_3(\text{HCl})$ – молярная концентрация эквивалента HCl ,
моль-экв/л;

$V_{\text{ср}}(\text{HCl})$ – средний объем раствора HCl , пошедший на
титрование, мл;

$V_{\text{воды}}$ – объем воды, взятой на титрование, мл.

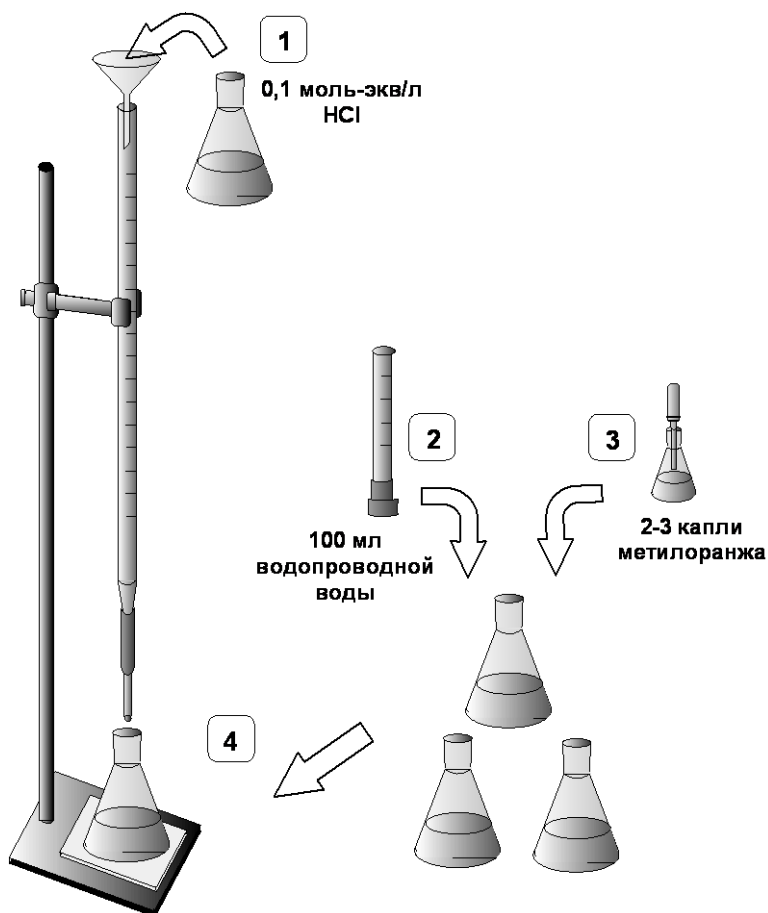


Рисунок 2.5 – Определение временной жесткости водопроводной воды

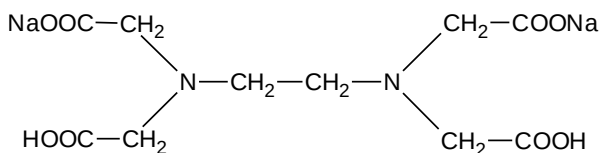
Таблица 2.2 – Данные для расчета временной жесткости воды

№ пробы	Объем воды, мл	Объем HCl, мл	Средний объем HCl, мл
1	100		
2	100		
3	100		

Опыт 3. Определение общей жесткости воды.

1. В бюретку с помощью воронки наливают раствор трилона Б с концентрацией 0,05 моль-экв/л (0,05 н.). Бюретку устанавливают на нулевое деление (см. *рисунок 2.6*).

Трилон Б (комплексон III) является динатриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты.



Трилон Б

2. В три колбы наливают по 100 мл водопроводной воды. Объем воды отмеряют большим мерным цилиндром. В каждую колбу добавляют по 5 мл аммиачного буферного раствора и 5–7 капель индикатора хромового темно-синего. Содержимое колб перемешивают.

3. Воду титруют раствором трилона Б. Для этого приливают трилон Б из бюретки по каплям к воде до изменения окраски индикатора от розовой до синей. Содержимое колбы при этом постоянно взбалтывают, чтобы

жидкости перемешивались. Фиксируют объем трилона Б, пошедшего на титрование. Титрование повторяют еще 2 раза.

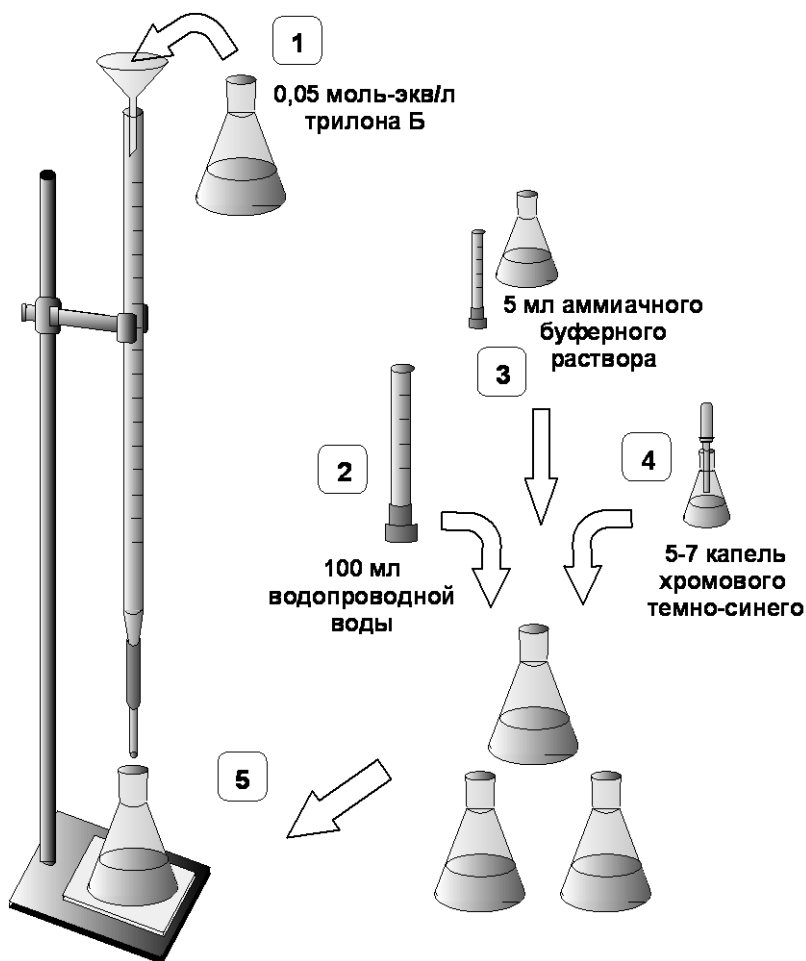


Рисунок 2.6 – Определение общей жесткости водопроводной воды

4. Результаты опыта заносят в *таблицу 2.3*. Расчеты проводят по формуле:

$$\mathcal{J}_{\text{общ}} = \frac{c_3(\text{трилона Б}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{трилона Б}) \cdot 1000}{V_{\text{воды}}},$$

где $\mathcal{J}_{\text{общ}}$ – общая жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);
 $c_3(\text{трилона Б})$ – молярная концентрация эквивалента трилона Б, моль-экв/л;
 $V_{\text{ср}}(\text{трилона Б})$ – средний объем раствора трилона Б, пошедший на титрование, мл;
 $V_{\text{воды}}$ – объем воды, взятой на титрование, мл.

Таблица 2.3 – Данные для расчета общей жесткости воды

№ пробы	Объем воды, мл	Объем трилона Б, мл	Средний объем трилона Б, мл
1	100		
2	100		
3	100		

5. Рассчитывают постоянную жесткость воды.

$$\mathcal{J}_{\text{общ}} = \mathcal{J}_{\text{вр}} + \mathcal{J}_{\text{пост}} \Rightarrow \mathcal{J}_{\text{пост}} = \mathcal{J}_{\text{общ}} - \mathcal{J}_{\text{вр}}$$

Определяют доли временной $W_{\text{вр}}$ и постоянной $W_{\text{пост}}$ жесткости в общей жесткости, используя следующие формулы:

$$W_{\text{пост}} = \frac{\mathcal{J}_{\text{пост}}}{\mathcal{J}_{\text{общ}}} \cdot 100\%$$

$$W_{\text{вр}} = \frac{\mathcal{J}_{\text{вр}}}{\mathcal{J}_{\text{общ}}} \cdot 100\% \text{ или } W_{\text{вр}} = 100\% - W_{\text{пост}}$$

2.2.4. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятие «жесткость воды».
2. Виды жесткости.
3. Формулы расчета жесткости.
4. Методы устранения жесткости. Водоподготовка.

2.2.5. Типовые задачи и упражнения

1. Сколько грамм Ca(OH)_2 необходимо прибавить к 1 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,106 ммоль-экв/л?

2. Жесткость воды обусловлена наличием в ней CaCl_2 . Как можно химически устранить жесткость такой воды? Приведите уравнение соответствующей реакции.

3. Рассчитайте временную жесткость воды объемом 2000 л, если в ней содержится 160 г $\text{Mg(HCO}_3)_2$.

4. Жесткость воды обусловлена наличием в ней MgCl_2 . Как можно химически устранить жесткость такой воды? Приведите уравнение соответствующей реакции.

5. В 100 л воды содержится 312 мг ионов Mg^{2+} и 960 мг ионов Ca^{2+} . Рассчитайте общую жесткость воды.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Сдаем экзамен по химии. – 3-е изд. / Под ред. К.Н. Зеленина, В.П. Сергутиной, О.В. Солода. – СПб.: ЭЛБИ-СПб., 2007. – 384 с.
4. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; Под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
5. Межгосударственный стандарт ГОСТ 31865–2012 Вода. Единица жёсткости. – [Введен в действие 01.01.2014]. – М.: Стандартинформ, 2013.
6. СанПиН 2.1.4.1074-01 Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. – [Введен в действие 01.01.2002].
7. Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною: ДСанПіН 2.2.4-171-10. – [Чинний від 2010-07-16]. – К.: Офіційний вісник України, 2010. – № 51, 99 с. – (Державні санітарні норми та правила).
8. Васильева С.И. Эквивалент и его применение для оптимизации химических расчетов / С.И. Васильева. – Химия в shk. – 2000. – № 7. – С. 38–42.
9. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. shk., 2000. – 527 с.

Разворот тетради

Без полей

№ опыта	Название опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций, рисунки, таблицы, формулы, вычисления
1	2	3	4
3 клетки ↔	8 клеток ↔	До разворота тетради ↔ <i>Разворот тетради</i>	Поле всей страницы ↔ <i>Разворот тетради</i>

Таблица А.2 – Давление насыщенного водяного пара, находящегося в равновесии с водой

$t, ^\circ\text{C}$	$P_{\text{водяного пара}},$ мм рт. ст.	$t, ^\circ\text{C}$	$P_{\text{водяного пара}},$ мм рт. ст.
0	4,6	36	44,6
2	5,3	38	49,7
4	6,1	40	55,3
6	7,0	50	92,5
8	8,0	60	149,4
10	9,2	70	233,7
11	9,8	80	355,2
12	10,5	90	525,8
13	11,2	100	759,9
14	12,0	110	1074,5
15	12,8	120	1489,0
16	13,6	130	2026,0
17	14,5	140	2710,0
18	15,5	150	3570,0
19	16,5	160	4635,0
20	17,5	170	5940,0
21	18,6	180	7520,0
22	19,8	190	9414,0
23	21,1	200	$1,166 \cdot 10^4$
24	22,4	210	$1,431 \cdot 10^4$
25	23,8	220	$1,740 \cdot 10^4$
26	25,2	230	$2,098 \cdot 10^4$
27	26,7	240	$2,511 \cdot 10^4$
28	28,3	250	$2,983 \cdot 10^4$
29	30,0	260	$3,520 \cdot 10^4$
30	31,8	270	$4,129 \cdot 10^4$
32	35,7	280	$4,814 \cdot 10^4$
34	39,9	290	$5,584 \cdot 10^4$

Таблица А.3 – Плотности водных растворов солей и кислот с различной массовой долей растворенного вещества

Сульфат натрия Na₂SO₄	
Массовая доля, %	Плотность (г/см³)
1	1,008
2	1,016
4	1,035
6	1,053
8	1,072
10	1,091

Хлорид натрия NaCl	
Массовая доля, %	Плотность (г/см³)
4	1,029
8	1,059
12	1,089
16	1,119
20	1,151
24	1,184
26	1,200
28	1,217

Продолжение таблицы А.3

Серная кислота H_2SO_4	
Массовая доля, %	Плотность (г/см ³)
2	1,013
4	1,027
6	1,040
8	1,055
10	1,069
12	1,083
14	1,098
16	1,112
18	1,127
20	1,143

Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см ³)
1	1,0052
2	1,0122
3	1,0193
4	1,0264
5	1,0336
6	1,0408
7	1,0481
8	1,0554
9	1,0628

Продолжение таблицы А.3

Азотная кислота HNO_3	
Массовая доля, %	Плотность (г/см ³)
4	1,022
8	1,044
12	1,068
16	1,093
20	1,119
20,79	1,120
22,38	1,130
23,94	1,140
25,48	1,150
27	1,160

Соляная кислота HCl	
Массовая доля, %	Плотность (г/см ³)
4	1,019
8	1,039
12	1,059
16	1,079
18	1,083
20	1,100
24	1,121
28	1,142
32	1,163
36	1,183

Продолжение таблицы А.3

Карбонат калия K_2CO_3	
Массовая доля, %	Плотность (г/см ³)
1	1,007
2	1,016
4	1,034
6	1,053
8	1,071
10	1,090
12	1,110
14	1,129
16	1,149
18	1,169
20	1,190
24	1,232
28	1,276
35	1,355

Таблица А.5 – Растворимость неорганических веществ в воде

[illegible]

Учебное издание

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 1

Учебно-методическое пособие

*Составитель: **Яковишин** Леонид Александрович*

В авторской редакции

Изд. № 116/18. Объем 3,5 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»