

$$\cos \kappa = \frac{\cos \delta + \cos \gamma}{T}.$$

Поэтому в рассматриваемом случае

$$\left. \frac{\partial Z}{\partial n} \right|_{\bar{\lambda}} = U \cos(\theta - \kappa) \cos \varphi. \quad (33)$$

Л.П.ФИЛИНА

## О ХИМИЧЕСКОМ ЭКВИВАLENTE

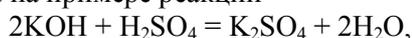
Обсуждаются различные определения понятия «химический эквивалент», содержащиеся в учебной литературе, изданной в последнее время.

Введение в химию понятия «эквивалент» произошло в конце 18 – начале 19 века и было обусловлено тем, что, как следует из закона постоянства состава, элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. На основе этого понятия сформулирован закон эквивалентов, который является одним из основных законов стехиометрии. В учебниках общей химии, изданных в 70-х годах прошлого века, например, [1,2], эквивалентом называли весовое количество элемента, соединяющееся с одной весовой частью водорода или замещающее ее в соединениях. Размерность эквивалента совпадала с размерностью массы и формулировка закона эквивалентов была следующей: *элементы всегда соединяются между собой в определенных весовых количествах, соответствующих их эквивалентам.*

С тех пор определение химического эквивалента претерпело ряд изменений, и в учебниках общей химии, изданных в последние два десятилетия, встречаются несколько формулировок понятия «эквивалент».

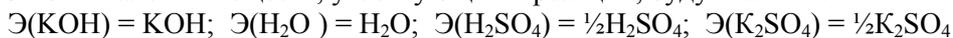
С введением в систему СИ понятия «моль» как единицы количества вещества появилось соответствующее определение эквивалента. **Эквивалент элемента – это такое его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях** [3]. В данной формулировке эквивалент – величина, имеющая размерность количества вещества – моль. Масса одного эквивалента называется эквивалентной массой, а закон эквивалентов сформулирован так: *массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).* Эквивалентная масса равна молярной массе или составляет ее часть и имеет размерность г/моль. Это достаточно четкое и понятное для студентов определение эквивалента и закона эквивалентов сохранено и в некоторых учебных изданиях, вышедших в последние десять лет [4-7].

В других учебниках и учебных пособиях по общей химии, вышедших также в последние годы [8-13], содержится новое определение эквивалента, приведенное и в [14]. **Эквивалентом называется реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвободить или быть каким-либо другим способом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.** В этом случае эквивалент – величина безразмерная. Состав эквивалента выражается при помощи химических формул и символов. Авторы [11-12] разъясняют новое определение эквивалента на примере реакции

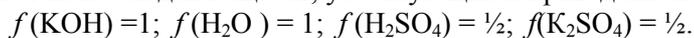


в которой одному иону водорода кислоты соответствует одна молекула KOH, одна молекула H<sub>2</sub>O, ½ молекулы H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и ½ молекулы K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (правда, по отношению к элек-

тролитам лучше применять термин формульная единица, как в [13], а не молекула). Отсюда Э - эквиваленты веществ, участвующих в реакции, будут такими:



Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, называется фактором эквивалентности –  $f_{\mathcal{E}}$ . Факторы эквивалентности для веществ, участвующих в приведенной реакции, будут следующими:



Масса одного моля эквивалентов, то есть  $6,02 \cdot 10^{23}$  эквивалентов вещества, называется молярной массой эквивалентов (эквивалентной массой). Молярная масса эквивалентов вещества  $M_{\mathcal{E}}$  связана с его молярной массой  $M$ . Она либо равна последней, либо составляет ее определенную часть:  $M_{\mathcal{E}} = f_{\mathcal{E}} M$ . Для молярной массы эквивалентов вещества используют обозначение  $M_{\mathcal{E}}$ , но встречается и  $m_{\mathcal{E}}$  [6]. Первое обозначение является более удачным, так как соответствует общепринятому обозначению молярной массы вещества  $M$ , и еще раз подчеркивает связь между молярной и эквивалентной массой, а так же то, что  $M_{\mathcal{E}}$ , как и  $M$ , содержит число Авогадро структурных элементов. Формулировка закона эквивалентов в этом случае имеет следующий вид: **массы (объемы) участвующих в реакции веществ пропорциональны молярным массам (объемам) их эквивалентов**. Таким образом, формулировки закона эквивалентов, соответствующие и старому и новому определению эквивалента, одинаковы, поскольку молярная масса эквивалентов и эквивалентная масса вещества – это одно и то же.

Следует обратить внимание на то, что некоторые авторы [8,9], дав новое определение эквивалента как реальной или условной частицы вещества, формулируют закон эквивалентов так: массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентам. Но если эквивалент – это частица или ее условная часть, то массы веществ, участвующих в реакции пропорциональны не эквивалентам, а молярным массам эквивалентов.

Кроме того, случаются досадные опечатки, касающиеся закона эквивалентов. Так из методических указаний по химии для студентов-заочников инженерно-технических специальностей [6] следует, что массы реагирующих веществ пропорциональны их молярным массам, а не молярным массам их эквивалентов. Эта ошибка в формулировке переносится из издания в издание и присутствует уже в третьем, исправленном, вышедшем в 2003 году.

Еще одно определение эквивалента дано в последнем тридцатом издании учебника общей химии Н.Л.Глинки, вышедшем под редакцией д.х.н. А.И.Ермакова. В этой редакции эквивалентом называют условные частицы вещества в целое число раз меньшие, чем соответствующие им формульные единицы. Это целое число называется эквивалентным числом, или числом эквивалентности и по смыслу является величиной, обратной фактору эквивалентности. В данном определении нет прямого указания на соответствие эквивалента одному иону водорода в ионообменных или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Отсутствие этих традиционных конкретных сравнений скорее всего затруднит усвоение учащимися сущности понятий «эквивалент» и «эквивалентное число». Далее обращает на себя внимание тот факт, что и здесь, приводя новое определение эквивалента как условной частицы вещества, авторы при объяснении примера используют старое определение. Получается, что «в соединениях HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> эквивалент хлора, серы, азота, углерода равен, соответственно, 1 моль, 1/2 моля, 1/3 моля, 1/4 моля. Это следует из того, что атомы перечисленных элементов в соединениях присоединили от одного до четырех атомов водорода, эквивалент которого равен 1 молю». Содержание данной цитаты абсолютно правильно, если считать эквивалентом не условную частицу вещества, а количество вещества, соответствующее 1 молю атомов водорода, то есть придерживаться определения, которое было дано в более ранних изданиях этого уважаемого учебника. Одно из двух содержащихся в параграфе определений закона эквивалентов – вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам, - относится также к определению эквивалента, как количества вещества, а не как условной частицы вещества. Поэтому стоит отдать предпочтение второй формулировке закона эквивалентов, приведенной в учебнике: **массы (объемы)**

**реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов.**

Рассмотрев материал, содержащийся в различных учебниках по данной теме, можно сделать вывод, что и старое определение эквивалента как количества вещества и новое как реальной или условной частицы вещества одинаково хорошо отражают смысл понятия. Все определения эквивалента, приведенные различными авторами, и сформулированный на их основе закон эквивалентов в сущности отражают одно и то же – **определенное число молей эквивалентов одного из участников реакции соответствует строго тому же самому числу молей эквивалентов любого другого участника реакции**. Но, дав новое определение эквивалента, нужно быть последовательными, как авторы [10-13], и использовать соответствующие формулировки закона эквивалентов.

В заключение в свете нового определения эквивалента хочется обратить внимание на размерность молярной массы эквивалентов, которая фигурирует теперь в законе эквивалентов. Как уже говорилось, молярная масса вещества (элемента) связана с молярной массой его эквивалентов посредством фактора эквивалентности  $f_э$ . Величина, обратная фактору эквивалентности, по смыслу представляет собой число эквивалентов, содержащееся в одной формульной единице вещества, поэтому размерность молярной массы эквивалентов  $M_э$  может быть определена как *г/ моль экв*. Отсюда следует, что размерность нормальности (молярной концентрации эквивалентов), показывающей число молей эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора, определяется как *моль экв/ л* [10], а не *моль/л*. Тем самым исключаются одинаковые (*моль/л*) размерности двух разных способов выражения состава раствора – молярной концентрации и нормальной концентрации.

#### ЛИТЕРАТУРА

1. Некрасов Б.В. Учебник общей химии. – М.: Химия, 1972.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия. 1971 - 1975.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия. 1979 – 1985.
4. Слета Л.А. Химия: Справочник. – Харьков: Фолио; Ростов н/Д: Феникс, 1997.
5. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия: Учебник для вузов. –СПб: Химиздат, 2000,
6. Шиманович И.Л. Химия: Методические указания, программа, решение типовых задач, программированные вопросы для самопроверки и контрольные задания для студентов-заочников инженерно-технических (нехимических) специальностей вузов. – М.: Высш. шк., 2003.
7. Дробашева Т.И. Общая химия: Учебник. – Ростов р/Д: Феникс, 2004.
8. Новиков Г.И. Основы общей химии: Учебное пособие. – М.: Высш. шк., 1988.
9. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Химия, 1992.
10. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для технических направ. и спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1998 – 2004.
11. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для технических направ. и спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1998.
12. Задачи и упражнения по общей химии. //Под редакцией Н.В.Коровина. - М.: Высш. шк., 2006.
13. Суворов А.В., Никольский А.Б. Вопросы и задачи по общей химии. – СПб: Химиздат, 2002.
14. Химическая энциклопедия, т.2. – М.: Сов. энцикл., 1990.
15. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов./ Под ред. А.И. Ермакова.– М.: Интеграл-Пресс, 2006.

*В.Н.ЯКОВЛЕВ*

## РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ ПО ФИЗИКЕ

Изложены основные принципы рейтинговой системы оценки знаний по физике, прошедшей апробацию на факультете информатики ППИ. Приводятся предварительные результаты сравнения традиционной и рейтинговой оценки знаний.

При развитии информационных технологий появляется возможность и необходимость усовершенствования учебного процесса, как при передаче знаний, так и при кон-