

УДК 372.854

**ВОЗМОЖНОСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ ПОНЯТИЯ «ЭКВИВАЛЕНТ» НА
УРОКАХ ХИМИИ В 11 КЛАССЕ СРЕДНЕЙ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ
ШКОЛЫ**

Рахматуллоев Баён Шарифович

студент

Кострикин Александр Валентинович

доктор химических наук, профессор

Петрищева Любовь Петровна

кандидат химических наук, доцент

Мичуринский государственный аграрный университет

г. Мичуринск, Россия

Аннотация. В статье предпринята попытка обосновать применение понятие «эквивалент» при преподавании химии в старших классах средней общеобразовательной школы.

Ключевые слова: эквивалент, гидратированные диоксиды, кислотные свойства, кислоты, катион водорода.

В последнее время, к сожалению, все чаще бытует мнение, что закон эквивалентов, сыгравший большую роль в развитии химии, морально устарел и утратил свою теоретическую и практическую значимость. Это следует из данных [1-3]. Наблюдаются попытки исключить закон эквивалентов из учебных программ вузовских курсов химии и отказаться от изучения этого закона и его практического применения, по крайней мере в рамках первых курсов химического образования [1, 2]. В особенности, это касается решения расчетных химических задач. Сторонники таких взглядов утверждают, что химические задачи, можно решить проще и без использования закона эквивалентов. Хотя во многих случаях это действительно так, принять их точку зрения нельзя. Решение задач – не самоцель, а средство, позволяющее научить обучающихся правильно мыслить, понимать суть законов химии и применять эти законы в своей практической деятельности. Напомним, что сегодня в большом числе научно-исследовательских и производственных аналитических лабораторий наряду с современными физическими и физико-химическими методами анализа широко используются и методы титрования, основанные именно на законе эквивалентов. Понятно, что расчеты, применяющиеся в объемном анализе, можно проводить по уравнениям реакций и без использования закона эквивалентов, оперируя объемами растворов и молярными концентрациями веществ. Но введение в практику анализа такого рода изменений – это, прежде всего, пересмотр нормативной химико-аналитической документации, изменение различных регламентов, ГОСТов, см., например, [4]. Поэтому, на наш взгляд, невозможно отказаться от изучения закона эквивалентов и его практического применения.

В течение последних семидесяти лет в определении понятия эквивалент появилось много методических «объяснений», не прояснивших, а наоборот сильно запутавших вопрос [5].

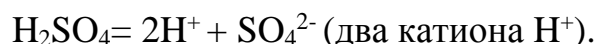
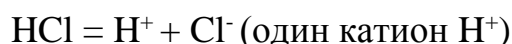
Таким образом, *целью настоящего исследования* является выявление особенностей формирования понятия «эквивалент», осмысление проблем его применения в курсе химии средней общеобразовательной школы.

Как следует из литературных данных [1 – 7], в школьной программе понятия «эквивалент», «молярная концентрация эквивалента» отсутствуют, видимо потому, что эти величины, в отличие от атомных и молекулярных масс, являются переменными, зависящими от данной конкретной реакции [7].

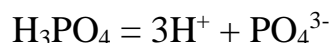
Мы предлагаем использовать понятие «эквивалент» в средней школе при изучении темы «Кислоты» в 11 классе.

При обобщении знаний по данной теме обучающиеся приходят к выводу, что общие свойства кислот обусловлены присутствием в их растворах катионов водорода H^+ , присутствующих в растворах и образующихся в результате диссоциации молекул кислот.

В соответствии с этим следует использовать определение, что кислоты – это вещества, диссоциирующие в растворах на катионы водорода (H^+) и анионы кислотного остатка. Молекулы разных кислот, при диссоциации образуют разное число катионов водорода H^+ , например:



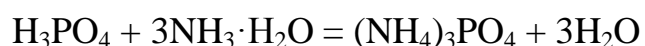
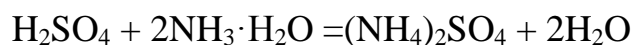
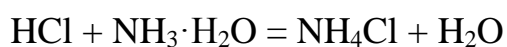
Многоосновные кислоты в растворе диссоциируют ступенчато:



Таким образом, все кислоты по числу катионов водорода, способных к отщеплению от молекулы кислоты в результате электролитической

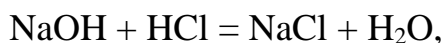
диссоциации, могут быть классифицированы на одноосновные, двухосновные, трехосновные и большей основности. Таким образом, катион водорода является эквивалентом проявления кислотных свойств той или иной кислотой, определяющим, например, способность молекулы кислоты взаимодействовать без остатка с определенным числом молекул основания (например, гидрата аммиака).

Так молекула хлороводородной кислоты способна взаимодействовать с одной молекулой гидрата аммиака, молекула серной кислоты – с двумя молекулами гидрата аммиака, а молекула фосфорной кислоты – с тремя:



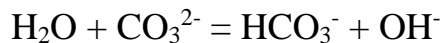
Таким образом, можно констатировать, что в реакции с гидратом аммиака молекула фосфорной кислоты эквивалентна полутора молекулам серной кислоты и трем молекулам хлороводородной кислоты, а молекула серной кислоты эквивалентна двум молекулам хлороводородной кислоты.

Развивая представления о катионе водорода, как об эквиваленте кислоты, мы приходим к идее расширенного толкования этого понятия. А именно, кислотой можно считать частицу вещества способную высвободить протоны (донор протонов), а основанием, следовательно, можно определить частицу вещества способную присоединять протоны (акцептор протонов). Таким образом, реакция нейтрализации сводится к переносу протонов от молекул или частиц кислоты к молекулам или частицам основания. Впервые подобные представления высказаны в 1923 году Бренстедом и Лаури. В настоящее время для подчеркивания особенности такого взаимодействия в химии появился термин «бренстедовские кислоты». Так, взаимодействие хлороводородной кислоты и гидроксида натрия описывается уравнением:



или в сокращенной ионной форме: $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$,

т.е. OH^- - группа является акцептором протона, а, следовательно, основанием. Образовавшаяся молекула воды также может принимать участие в реакциях отщепления протона, выступая в роли кислоты:



Наиболее хорошие результаты этот метод дает при описании кислотно-основных свойств нерастворимых в воде гидратированных оксидов (например, $\text{TiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) или гидроксидов (например, $\text{Al}(\text{OH})_3$). На поверхности таких соединений присутствуют кислотно-основные центры – мостиковые атомы водорода или концевые OH -группы. Данные процессы являются начальными стадиями растворения гидратированных оксидов и гидроксидов в кислотных или щелочных средах. Появление значительных положительных (адсорбция катионов водорода) или отрицательных (десорбция катионов водорода) зарядов на поверхности гидратированного оксида или гидроксида способствуют расщеплению поверхности на отдельные фрагменты часто коллоидных размеров, способных переходить в раствор в результате броуновского движения.

Рассмотрим кислотные свойства гидратированного диоксида титана.

Гидратированный диоксид титана иногда называют титановой кислотой. Проявление им кислотных свойств обусловлено особенностями его строения. Согласно рентгеноструктурным данным [8], строение диоксидов характеризуется наличием мостиковых и концевых атомов кислорода, дефектами кристаллической решетки, координационной ненасыщенностью атомов Ti^{4+} . В частности, методом поверхностной рентгеновской дифракции и квантово-химическими расчетами установлено [9] строение его поверхности (рис. 1).

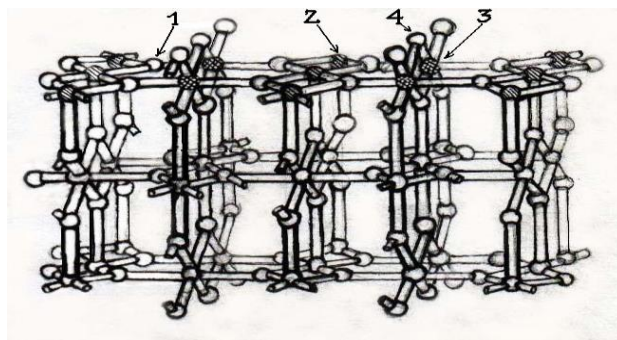
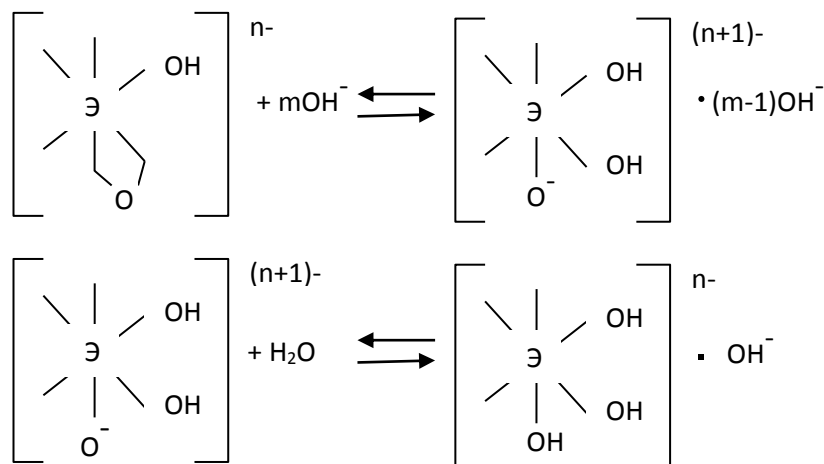


Рисунок 1 - Строение поверхности TiO_2 : 1 – атомы кислорода в плоскости слоя, 2 – пятикоординированные атомы титана, 3 – шестикоординированные атомы титана, 4 – мостиковые атомы кислорода

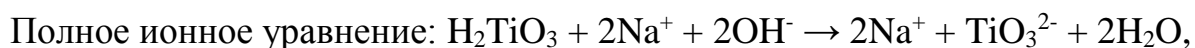
Здесь показано присутствие в структуре поверхности атомов титана в различном окружении атомов кислорода: на поверхности присутствуют два различных атома титана – в шестикоординационном и в пятикоординационном окружении атомов кислорода, а также мостиковые и концевые атомы кислорода. Мостиковые атомы кислорода имеют неподеленную пару электронов, обладающую высокой основностью, что обуславливает их участие в образовании сильных водородных связей. Пятикоординационный титан и дефекты кристаллической решетки имеют вакантные координационные орбитали и, по этой причине, являются активными центрами. Эти центры ответственны за координацию молекул воды через атомы кислорода. Таким образом, на активных центрах молекулы воды адсорбируются с образованием связей $\text{Ti}-\text{O}$, а на мостиковых атомах кислорода молекулы воды удерживаются за счет сильных водородных связей. Адсорбированные молекулы воды претерпевают изменения – диссоциация молекул с разрывом мостиковых связей $\text{Ti}-\text{O}-\text{Ti}$ и образованием на поверхности гидроксидных групп и концевых отрицательно заряженных атомов кислорода и ионов гидроксония (H_3O^+ образуются при взаимодействии H^+ с молекулами H_2O). Таким образом, поверхность гидратированного диоксида содержит брэнстедовы кислотно-основные центры и молекулы воды, которые участвуют в кислотно-основном взаимодействии.

Образующиеся комплексы характеризуются увеличением числа разорванных Э–О связей кристаллической решетки диоксида:



По мере повышения концентрации щелочи количество частиц, содержащих максимальное число *ОН*-групп, увеличивается.

Завершается же процесс растворения образованием соответствующих солей:



Представленные выше уравнения даны в упрощенной форме, реально образующиеся в щелочных растворах частицы иные).

Таким образом, по завершении процесса растворения мы можем определить нерастворимые кислоты в общий ряд кислот, и найти значения их эквивалентов (опосредовано, через количество прореагировавшей щелочи).

Выводы

1. Катион водорода H^+ может выступать эквивалентом взаимодействия кислот с тем или другим веществом, позволяющим указать какое количество той или иной кислоты способно взаимодействовать без остатка с определенным количеством данного взятого вещества (металла, оксида, основания, соли).

2. Рассматривая кислотно-основное взаимодействие как процесс отщепления и присоединения катионов водорода, можно значительно расширить перечень соединений способных к такому взаимодействию.

Список литературы:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. - М.: Высшая школа, 1988. - 640 с.

2. Химия. Курс для средней школы. / Под ред. проф. Вовченко Г.Д. - М.:Мир, 1967. -676 с.

3.Ахметов, Н.С. Неорганическая химия. Учебное пособие для вузов / Н.С. Ахметов. Изд. 2-е, переработанное и дополненное - М.: Высшая школа, 1975. - 672 с.

4. ПНД Ф 14.1:2:4.154-99 Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений перманганатной окисляемости в пробах питьевых, природных и сточных вод титриметрическим методом. – Введ. 24.03.1999. – Москва, 2004. Электронный ресурс. Режим доступа: <http://docs.cntd.ru/document/1200056567> (дата обращения: 08.12.2019).

5. Филина, Л.П. О химическом эквиваленте / Л.П. Филина Естествознание и математика. С. 31 – 33. Режим доступа https://pskgu.ru/projects/pgu/storage/wt/wt111/wt111_09.pdf (дата обращения 24.05.2021)

6.Химия: Справочные материалы: Книга для учащихся/ Ю.Д. Третьяков, Н.Н. Олейников, Я.А. Кеслер, И.В. Казимирчик, под ред. Ю.Д. Третьякова. – 2-е издание, переработанное. - М.: Просвещение, 1988. - 223 с.

7. Медведев, Ю. Н. Задачи с использованием понятия "эквивалент" // Химия в школе. – 1995. - №1. - с. 27.

8. Уэллс, А. Структурная неорганическая химия / А. Уэллс. – М.: Мир, 1987. – Т. 2. – 694 с.

9. Thompson, T. L. Surface science studies of TiO_2 – new photochemical processes / T.L. Thompson, J.T. Yates // Chem. Rev. – 2006. – V.106 – №10. – P.4428.

10. Зюбин, А.С. Квантохимический поиск «слабых звеньев» в стеклообразном SiO_2 /А.С. Зюбин, С.А.Дембовский //Журн. неорг.хим. 1996. Т.41. №4. С.679.

11. Горичев, И.Г. Комплексообразование на поверхности гидроксидов железа. Экспериментальные данные по адсорбции ионов и поверхностному комплексообразованию /И.Г.Горичев, В.В.Батраков, И.С. Шаплыгин, Н.М.Дятлова // Изв. РАН. Неорган. Мат. 1994. – Т.30. - №10. – С.346.

12. Кострикин, А.В. Взаимодействие компонентов в системе $\text{NaOH} - \text{TiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{O}$ при 25°C / А.В. Кострикин, Ф.М.Спиридонов, И.В. Линько, Б.Е.Зайцев, О.В. Косенкова, С.В.Тарасова, Л.Н. Комиссарова // Журнал неорганической химии. – 2011. – Т.56– №6. – С.984.

UDC 372.854

**THE POSSIBILITY OF USING THE CONCEPT OF "EQUIVALENT"
IN CHEMISTRY LESSONS IN THE 11TH GRADE OF A SECONDARY
SCHOOL**

Rakhmatulloev Baen Sharifovich

student

Kostrikin Alexander Valentinovich

Doctor of Chemical Sciences, Professor

Petrishcheva Lyubov Petrovna

Candidate of Chemistry, Associate Professor

Michurinsk State Agricultural University

Michurinsk, Russia

Annotation. The article attempts to apply the concept of "equivalent" in teaching chemistry in senior classes of secondary general education. An extracurricular activity has been developed, during which the named educational problem is solved.

Key words: equivalent, law of equivalents, hydrated dioxides, acidic properties, acids, hydrogen cation.