



3. Андреев, В.И. Эвристика для творческого саморазвития : учеб. пособие / В.И. Андреев. – Казань: Изд-во Казан. ун-та 1994. – 247 с.
4. Король, А.Д. Диалоговый подход к организации эвристического обучения / А.Д. Король // Педагогика. – 2007. – № 9. – С. 18–25.
5. Роберт, И.В. Современные информационные технологии в образовании: монография / И.В. Роберт. – М.: ИИО РАО, 2010. – 140 с.
6. Король, А.Д. Диалог восточного и западного культурного типов в модернизации современного образования: моногр. / А.Д. Король. – Гродно : Изд-во ГГМУ, 2003. – 148 с.
7. Хуторская, Л.Н. Проблемы коммуникации в дистанционном обучении / Л.Н. Хуторская, Г.А. Андрианова, А.В. Хуторской; под ред. А.В. Хуторского. – Гродно, 2005. – С. 299–301.
8. Алдушонков, В.Н. Создание и внедрение мультимедиа-технологий в учебный процесс / В.Н. Алдушонков // Дистанционное и виртуальное обучение. – 2001. – № 4. – С. 5–6.

УДК 54:372.8

С.Ю. Елисеев

Учреждение образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка», г. Минск

ОПИСАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПРОЦЕССОВ

Окислительно-восстановительные реакции – одна из сложнейших тем курса «Общей химии», требующей от студентов мобилизации всех знаний, полученных перед изучением данной темы. Более 2/3 всех рассматриваемых химических реакций являются окислительно-восстановительными. Предсказание продуктов окислительно-восстановительных реакций – довольно сложная проблема. Далеко не в каждом случае можно сразу ответить, какой из получаемых продуктов является наиболее термодинамически устойчивым в данной системе. В этом случае очень важно умение использовать стандартные электродные потенциалы.

Существует несколько форм представления стандартных электродных потенциалов: таблицы, диаграммы (ряды) Латимера и диаграммы окислительно-восстановительных состояний (диаграммы Фроста).

В наиболее популярных учебных пособиях различных лет издания, таких как учебники – «Общая химия» П.Л.Глинки, «Общая и неорганическая химия» Н.С. Ахметова, «Общая и неорганическая химия» М.Х. Карапетьянца и С.И. Дракина, «Основы общей химии» Б.В. Некрасова, «Общая химия» Л. Полинга, «Современный курс общей химии» К. Хаускрофт и Э. Констебл, «Химия» И.Н. Семенова и И.Л. Перфильевой, «Химия» А.Б. Никольского и А.В. Суворова, стандартные электродные потенциалы представлены в виде таблиц, и ни слова не говорится о возможности представления их в виде диаграмм Латимера или Фроста. Только в учебном пособии «Неорганическая химия» под редакцией Ю.Д. Третьякова рассмотрены диаграммы Латимера и Фроста [1, с.62].

Отсутствие других способов представления стандартных электродных потенциалов, не только в виде таблиц, но и иными способами, представляется определенным просчетом, сужающим возможности учащихся. Тем более, что введение данных методов не требует рассмотрения дополнительных теоретических вопросов. Необходимость введения стандартных электродных потенциалов не только в виде таблиц, но и в форме диаграмм Латимера и Фроста ощущается уже давно. Например, в статье Н.С. Ступень, В.В. Коваленко, И.В. Бульской «Методика изучения окислительно-восстановительных реакций в курсе общей химии» предлагается введение шкал степеней окисления атомов элементов, что по сути дела является вариантом диаграммы Латимера [2].



Представление стандартных электродных потенциалов в виде рядов Латимера значительно удобнее и компактнее. Диаграммы Латимера суммируют химию данного элемента в растворе и позволяют предсказать возможность диспропорционирования (дисмутации) некоторых существующих форм этого элемента. Кроме того, табличная форма представления потенциалов может не содержать всех возможных вариантов окислительно-восстановительных полуреакций, а диаграммы Латимера позволяют вычислить электродный потенциал любой окислительно-восстановительной пары данного элемента, используя промежуточные значения.

Диаграммы Латимера обобщают данные об окислительно-восстановительных свойствах соединений элементов. Поскольку значения потенциалов зависят от кислотности растворов,

диаграммы Латимера составляют отдельно для сильно кислых (pH=0) и сильно щелочных (pH=14) растворов. Записывают в порядке уменьшения степеней окисления формулы тех соединений, в виде которых элемент существует в водном растворе. Для каждого из переходов указывают значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расчет основан на аддитивности изменения свободной энергии Гиббса сложного многостадийного процесса.

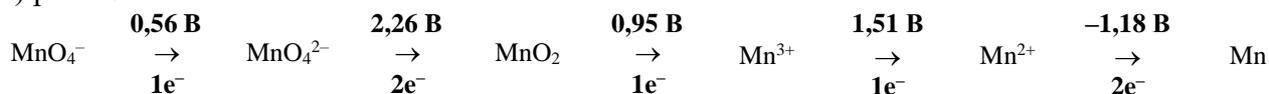
В общем виде электродные потенциалы на диаграмме Латимера связаны соотношением:

$$E_3^\circ = (n_1 \cdot E_1^\circ + n_2 \cdot E_2^\circ) / n_3,$$

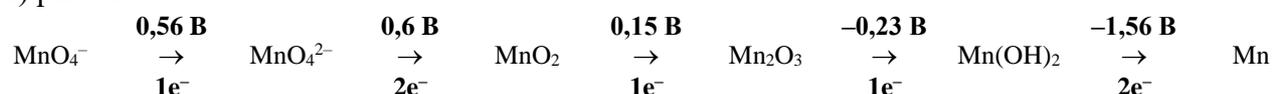
где E_i° – электродный потенциал окислительно-восстановительной пары, а n_i – разница степеней окисления данной сопряженной окислительно-восстановительной пары.

Например, для марганца будут следующие значения:

а) pH = 0



б) pH = 14



Найти значение электродного потенциала пары MnO₄⁻/MnO₂, не отображенной в диаграмме, можно следующим образом (для pH = 0):

$$E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = [E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}) + 2E^\circ (\text{MnO}_4^{2-}/\text{MnO}_2)]/3 = (0,56 + 2 \times 2,26) / 3,$$

$$E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 1,69 \text{ В.}$$

Графическое изображение рядов Латимера чаще называют диаграммами Фроста. На оси абсцисс откладывают величину степени окисления n рассматриваемого химического элемента Э^{n+} , а на оси ординат – вольт-эквивалент ($\text{ВЭ} = nE$) пары $\text{Э}^{n+}/\text{Э}^0$. Учитывая, что ЭДС гальванического элемента и энергия Гиббса данного процесса связаны уравнением $\Delta G = -n F E$, где n – число электронов, участвующих в процессе, F – число Фарадея, равное 96500 Кл, вольт-эквивалент – это изменение энергии Гиббса процесса переноса электрона между двумя соседними ионами: $\text{Э}^{2+} + e^- = \text{Э}^+$.

а) За нулевое значение принимается $nE = 0$ для пары $\text{Э}^{n+}/\text{Э}^0$ при $n = 0$, т.е. для Mn^0 .

б) Для получения координат других точек на диаграмме Фроста стандартный электродный потенциал каждой сопряженной пары «окислитель-восстановитель», в которой восстановленной формой является состояние со степенью окисления ноль, умножают на степень окисления окисленной формы. Например, для $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0$ значение вольт-эквивалента равно:

$$\text{ВЭ} (\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0) = n \times E^\circ \times (\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0) = -1,18 \times 2 = -2,36 \text{ В,}$$

а для пары MnO_2/Mn :

$$\text{ВЭ} (\text{MnO}_2/\text{Mn}) = E^\circ (\text{MnO}_2/\text{Mn}) \times 4 = 0,025 \times 4 = 0,10 \text{ В.}$$

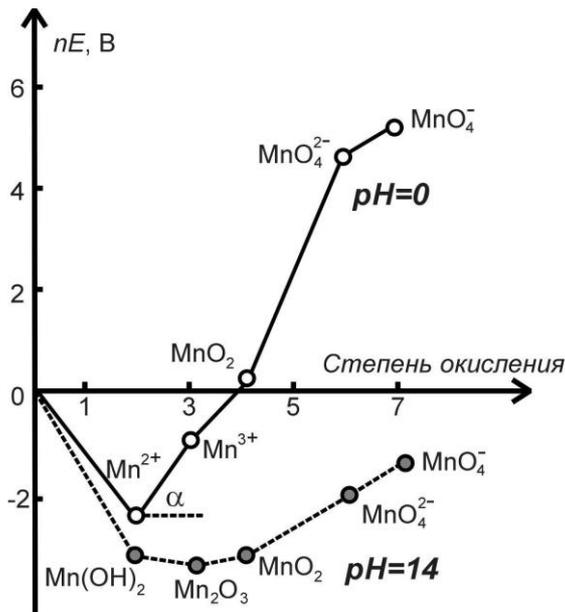


Рисунок 1 – Диаграмма Фроста для марганца

Использование диаграмм Фроста позволяет оценивать окислительную способность различных ионов: Mn^{3+}/Mn^{2+} и Mn^{4+}/Mn^{2+} .

На диаграмме окислительных состояний наклон линий ($\text{tg } \alpha$ на рисунке 1) равен стандартному электродному потенциалу соответствующей сопряженной окислительно-восстановительной пары. Так, в данном случае $\text{tg } \alpha_1 = E^\circ(Mn^{3+}/Mn^{2+})$ больше, чем $\text{tg } \alpha_2 = E^\circ(Mn^{4+}/Mn^{2+})$. Поэтому по отношению к Mn^{2+} ион Mn^{3+} оказывается более сильным окислителем, чем MnO_2 . Т.е. диаграмма Фроста характеризует окислительную способность ионов в различных степенях окисления.

Кроме того, можно определить наиболее устойчивую степень окисления элемента при данной кислотности среды. Ей отвечает минимум на кривой (рис.1, сплошная линия). Для марганца в кислой среде такой формой является Mn^{2+} . Действительно, при восстановлении всех форм марганца в кислой среде и окислении Mn^0 образуются соединения Mn^{2+} . В щелочной же среде наиболее устойчивой формой является Mn_2O_3 . При контакте с кислородом воздуха $Mn(OH)_2$ легко окисляется, образуя Mn_2O_3 (рисунок 1, пунктир).

Так же можно определить формы, неустойчивые по отношению к процессам диспропорционирования. Если координата точки, соответствующей данному окислительному состоянию, находится выше линии, соединяющей любые соседние точки (рисунок 2б), то эта форма диспропорционирует. Поясним это на примере реакции диспропорционирования K_2MnO_4 в кислой среде:



Если $\Delta E^\circ = E^\circ(MnO_4^{2-}/MnO_2) - E^\circ(MnO_4^-/MnO_4^{2-}) > 0$, то эта реакция возможна. В данном случае $E^\circ(MnO_4^{2-}/MnO_2) > E^\circ(MnO_4^-/MnO_4^{2-})$ – наклон линии (MnO_4^-/MnO_4^{2-}) превышает наклон линии (MnO_4^{2-}/MnO_2) на рисунке 2, и, следовательно, $\Delta E^\circ > 0$.

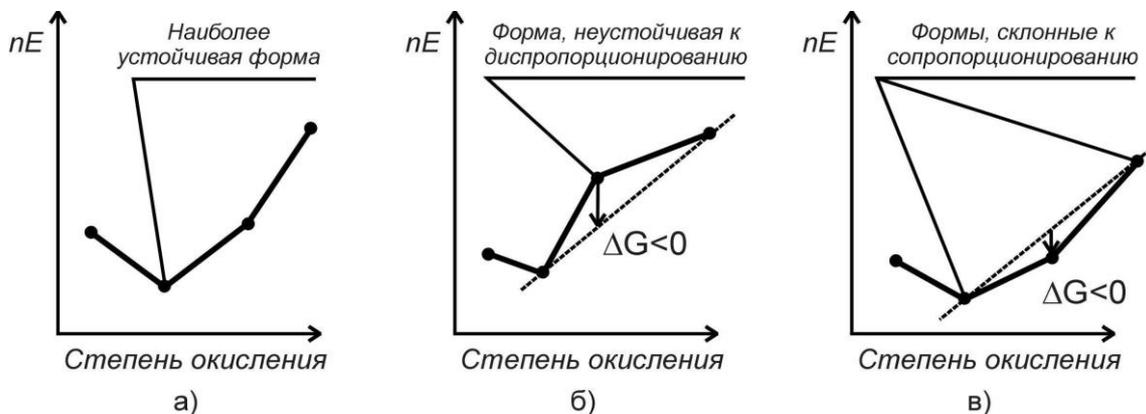


Рисунок 2 – Схемы диаграмм Фроста, иллюстрирующие наиболее стабильные окислительные формы (а); формы, склонные к реакции диспропорционирования (б); формы, склонные к реакциям сопропорционирования (в).



Диаграммы Фроста помогают сравнивать окислительно-восстановительные свойства и термодинамическую устойчивость подобных соединений при анализе закономерностей изменения свойств элементов в группах Периодической системы элементов. Сопоставление диаграмм Фроста позволяет сделать вывод о продуктах реакции. На основании наклона линий можно также заключить:

- окислительная способность какого иона данного элемента больше;
- сравнивая диаграммы различных элементов, можно выяснить, какое из соединений элементов в конкретных степенях окисления проявляет более сильные окислительные способности;
- какие вещества являются наиболее устойчивыми формами элементов;
- чем больше отрицательный наклон линии, соединяющей данную форму существования элемента с формой в более высокой степени окисления, тем более сильным восстановителем она является.

Таким образом, введение в учебные программы понятий о диаграммах Латимера и Фроста расширит возможности учащихся в более четком понимании направлений протекания окислительно-восстановительных реакций и правильном выборе продуктов этих реакций.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Неорганическая химия: в 3 т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. – Т. 1.: Физико-химические основы неорганической химии: учебник для студ. высш. учеб. заведений / М.Е. Тамм, Б.Д. Третьяков. – М.: Академия. 2004. – 240 с.
2. Ступень, Н.С. Методика изучения окислительно-восстановительных реакций в курсе общей химии / Н.С. Ступень, В.В. Коваленко, И.В. Бульская // Методика преподавания химических и экологических дисциплин: сб. материалов Междунар. науч.-метод. конф.; Брест, 24–25 ноября 2011 г. / Брестск. гос. ун-т имени А.С. Пушкина, Брестск. гос. техн. ун-т; редкол.: Н.М. Голуб [и др.]. – Брест: БрГУ, 2011. – С.189.

УДК 372.854

Н.В. Жулькова

*Муниципальное бюджетное образовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа №53 г. Ульяновска»,
г. Ульяновск, Российская Федерация*

ФОРМИРОВАНИЕ ЭКОЛОГИЧЕСКОЙ КУЛЬТУРЫ ШКОЛЬНИКОВ НА УРОКАХ ХИМИИ

В условиях перехода на новые образовательные стандарты изменились требования к результатам освоения основной образовательной программы. Данные результаты делятся на три блока: предметные, метапредметные и личностные. К последним относится формирование научно-гуманистического мировоззрения, культуры здорового образа жизни, основ профессионального самоопределения, а также компонентов экологической культуры школьников. Современный выпускник должен понимать, как влияют социально-экономические процессы на состояние природной и социальной среды, и обладать определенным опытом эколого-направленной деятельности [3].

Коллектив средней школы №53 г. Ульяновска с 1995 года активно сотрудничает с экологическим факультетом Ульяновского государственного университета (УлГУ). Это определило профиль учебного заведения – экологический. Большой процент выпускников данной школы становятся студентами экологического и медицинского факультетов УлГУ. В каждой параллели есть профильный «Экологический» класс. Учащиеся с начальной школы