

EWA WASIELEWSKA

Recenzja podręcznika dla liceum ogólnokształcącego, w zakresie rozszerzonym *Chemia ogólna*, część 1,

autorstwa Bożeny Kałuży i Feliksy Kamińskiej, Wydawnictwo Edukacyjne
Zofii Dobkowskiej „Żak”, Warszawa 2006, ss. 171, nr dopuszczenia 52/03

Chemia ogólna Bożeny Kałuży i Feliksy Kamińskiej jest ładnie wydana, zwraca uwagę estetyczna szata graficzna i czytelny druk. Aby ułatwić korzystanie z podręcznika, na marginesie poszczególnych stron omawiane hasła wydrukowano niebieskim kolorem, a ważne pojęcia i twierdzenia ujęto w ramki na czerwonym tle. Zebrany w sześciu rozdziałach materiał dotyczy chemii ogólnej. Każdy rozdział zakończony jest zwartym podsumowaniem (opracowanym w ciekawej formie graficznej) oraz zestawem zadań problemowych i rachunkowych, zatytułowanym *Wiesz, rozumiesz, umiesz? Sprawdź*. Zadania te są zróżnicowanej trudności: zestaw A – obejmuje wymagania podstawowe, zestaw B „na oceny wyższe” – zadania bardziej zawansowane.

W rozdziałach 4–7 omówiono kolejno: molową interpretację przemiany chemicznej, szybkość reakcji chemicznej, efekty energetyczne reakcji i stan równowagi. Poszczególne zagadnienia napisane są zwięźle, jasno, w sposób merytorycznie poprawny, zgodnie z wymogami podstawy programowej. W czasie lektury tej części materiału nasunęło mi się kilka uwag. W rozdziale 5 należy uzupełnić definicję katalizatora (s. 143) i wprowadzić wzór Van Hoffa, opisujący zależność szybkości reakcji od temperatury (pozwoli to odpowiedzieć na zadanie sprawdzające nr 5). W rozdziale 6, dotyczącym efektów energetycznych, brak jest omówienia prawa Hessa oraz przykładowych rozwiązań zadań dotyczących różnych sposobów obliczania ΔH reakcji. W rozdziale 7 prawo działania mas zostało wyprowadzone w oparciu o równanie kinetyczne reakcji. Dla niewielu reakcji takie wyprowadzenie jest możliwe, gdyż zazwyczaj równanie kinetyczne reakcji nie jest zgodne z równaniem stechiometrycznym. By nie doprowadzać do niesłusznych uogólnień, myślę, że lepiej z tego wyprowadzenia zrezygnować.

Należy skorygować definicję stałej równowagi reakcji. Poszczególne stężenia winny być podniesione do potęg o wykładnikach równych odpowiednim współczynnikiem stechiometrycznym (s. 160, 165).

Poważne uwagi krytyczne dotyczą rozdziałów 1–3, w których omówiono budowę elektronową atomów i cząsteczek w świetle mechaniki kwantowej. Stwierdzenia te pokrywają się z zamieszczonymi w recenzji podręcznika tych samych Autorów przewidzianego do nauczania chemii w zakresie podstawowym.

A oto ważniejsze uwagi dodatkowe dotyczące tego podręcznika:

s. 23 – Niezrozumiałe zdanie: „spośród wielu rozwiązań równania Schrödingera wybieramy te funkcje, które gwarantują obecność elektronu w atomie”.

s. 36 – Niesłusznie ograniczono regułę Hunda do podpowłoki. Reguła ta dotyczy każdego poziomu energetycznego zdegenerowanego, tzn. takiego, gdy kilku orbitalom odpowiada ta sama energia elektronowa. W takim przypadku, zgodnie z powyższą regułą, elektrony przypisujemy orbitalom, tak aby była jak największa liczba elektronów o zgodnych zwrotach spinów (jak najmniejsza liczba „niesparowanych elektronów”). W oparciu o tę regułę należy np. wytłumaczyć właściwości paramagnetyczne tlenu.

s. 59, 60, 61, 63 – Sformułowanie: „powłoka walencyjna pierwiastków bloku ... ma konfigurację...” należy zastąpić zdaniem: konfiguracja elektronów walencyjnych pierwiastków bloku....

s. 71–76 – Podrozdział dotyczący budowy cząsteczek homojądrowych powinien zostać przeredagowany, wszystkie rysunki jako mylące usunięte i zastąpione diagramami poziomów energetycznych dla wybranych cząsteczek. Również dla popularnej cząsteczki tlenu, której strukturę błędnie zinterpretowano przy uwzględnieniu hybrydyzacji sp^2 (s. 87).

s. 72 – Błędne zdanie: „Każdy molekularny obszar orbitalny, podobnie jak atomowy, może pomieścić 2 elektrony o różnych spinach” – należy zastąpić zdaniem: „Każdy orbital może opisać zachowanie się dwóch elektronów o przeciwnych zwrotach spinów”.

s. 77, 103 – Nie istnieje pojęcie: wiązanie kowalencyjne czyste.

s. 81 – Niepoprawne wzory elektronowe kwasu azotowego(V) i kwasu siarkowego(VI) – trzeba je usunąć. W cząsteczkach tych kwasów nie występuje bowiem wiązanie koordynacyjne, wszystkie wiązania mają jednakową długość i należy to zinterpretować powstawaniem wiązań zdelokalizowanych.

s. 85 – Brak wyjaśnienia, dlaczego obecność wolnych par elektronowych w cząsteczce wody i amoniaku prowadzi do zmniejszenia kąta wiązania. Należy dodać informację, że energia odpychania między parami elektronowymi maleje w szeregu: wolna para – wolna para, wolna para – para wiążąca, para wiążąca – para wiążąca.

s. 91, 92 – Błędna interpretacja wiążących zdelokalizowanych elektronów II w cząsteczce ozonu i benzeniu: „Molekularny obszar orbitalny zajmowany jest w cząsteczce ozonu przez 4 elektrony”, podobnie „Molekularny obszar orbitalny zajmowany jest w cząsteczce benzeniu przez 6 elektronów”. Opis ten jest niewłaś-

ciwy i sprzeczny z zakazem Pauliego. I tak w cząsteczce benzeny z kombinacji liniowej orbitali p_z sześciu atomów węgla tworzy się 6 zdelokalizowanych orbitali typu Π . Trzy z nich, wiążące zajęte są każdy przez dwa elektrony i tworzą one sekstet elektronowy.

s. 105 – „Kąty między wiązaniami” – powinno być kąty między hybrydami.

Ze względu na poważne błędy merytoryczne występujące w rozdziałach 1–3 recenzowany podręcznik nie spełnia wymogów uprawniających do wyróżnienia go przez Komisję PAU do Oceny Podręczników Szkolnych.