

Opinia o podręczniku:

Romuald Hassa, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod i Wiesław Sułkowski, *Chemia, część 1. Podręcznik i zbiór zadań dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum z zakresu podstawowego i rozszerzonego*, Wydawnictwo Rożak (nr dop. 112/02)

Podręcznik składa się z dwu działów, podzielonych na dziewięć rozdziałów. Dział BUDOWA MATERII zawiera rozdziały: *Atom – budowa i przemiany, Układ okresowy pierwiastków, Typy wiązań chemicznych i Systematyka i nomenklatura związków nieorganicznych*; dział REAKCJE CHEMICZNE składa się z rozdziałów: *Przemiany chemiczne i zjawiska fizyczne, Mol i reakcje chemiczne, Szybkość reakcji chemicznych, Równowaga chemiczna i Reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne*. Jako ostatnie znajdują się *Regulamin pracowni chemicznej i Przepisy BHP*, które powinny być na początku, a nie na końcu podręcznika.

W każdym z dziewięciu rozdziałów tego podręcznika oprócz tekstu znajdują się przykłady rozwiązania odpowiednich zadań, natomiast rozdział kończy się streszczeniem w punktach oraz zadaniami i pytaniami sprawdzającymi.

Podręcznik, zawierający zadania z omawianej dziedziny w tekście lub bezpośrednio po zakończeniu danego tematu, umożliwi zilustrowanie omawianych problemów zadaniami, a podstawa treściowa zadań jest bezpośrednio dostępna. Pozwala to nie tylko na lepsze teoretyczne przygotowanie do rozwiązywania zadań, ale również na głębsze zrozumienie tekstu. Toteż połączenie tekstu z zadaniami uważam za największą zaletę tego podręcznika.

W słowie wstępnym Autorzy zachęcają czytelników do „dogłębnego poznania chemii”, jednak napisany przez nich podręcznik raczej zniechęca do studiowania chemii, tj. merytorycznie tekst jest napisany trudno i nieciekawie, a wydawniczo strony są drukowane gęsto i z niewielką liczbą wyróżników; często spotyka się też brak odstępów pomiędzy słowami lub symbolami, dotyczy to zwłaszcza greckich liter. Jeśli przy tak upakowanym druku trzy tomy podręcznika liczą około 900 stron, to przy druku bardziej przejrzystym ta liczba przekroczyłaby pewnie 1000.

Oznacza to, że tekst tego podręcznika jest za obszerny, zawiera zbyt wiele informacji znacznie wykraczających poza podstawę programową zarówno w przy-

padku zakresu podstawowego, jak i rozszerzonego. Na przykład nie wiem, po co Autorzy wprowadzają do programu szkoły średniej orbitale σ i π , a w dodatku niepoprawnie je definiują. Innym przykładem jest cały podrozdział 6 w rozdziale III, dotyczący wpływu elektronów walencyjnych na budowę cząsteczki, który jest zbędny, a do tego napisany bardzo nieudolnie. Ponadto często tekst przeznaczony dla kursu podstawowego jest trudniejszy i odwrotnie; np. wprowadzenie liczb kwantowych (s. 38–40), wnioski z teorii VSEPR (s. 123) Autorzy przeznaczili dla kursu podstawowego, a historyczny opis układu okresowego (s. 63–67) dla kursu zaawansowanego.

Oprócz tego podstawowego zastrzeżenia nasuwają się jeszcze inne uwagi o charakterze ogólnym:

1. W tekście Autorzy zamieszczają za dużo danych liczbowych, a za mało rysunków (wykresów) poglądowych; np. energie jonizacji podane w formie tabeli (Tabela 4 s. 73) są znacznie mniej pouczające niż pokazane na wykresie w zależności od liczby atomowej. Chemia jest nauką eksperymentalną, ale w recenzowanym podręczniku zbyt wiele informacji dostarcza się w postaci opisów i twierdzeń, a za mało wyprowadza się z doświadczeń, które czasem są zbyt skomplikowane lub niejasno objaśnione. Każdy eksperyment powinien być zakończony wnioskiem, który prowadzi do przedstawienia nowych informacji, twierdzeń, praw itp. W tym podręczniku każde doświadczenie kończy się tylko poleceniem „Wyniki obserwacji zapisz w zeszycie”.

2. Omawiając budowę atomu i cząsteczki, Autorzy wprowadzają zbyt dużo pojęć z chemii kwantowej (często bez poprawnej definicji lub przy użyciu niestosowanych pojęć), jak np.: powłoki, podpowłoki, stany kwantowe, stan elektronu, orbital (dwie różne definicje), kształt orbitalu, rozmiar orbitalu, obszar orbitalny, poziom orbitalny, funkcje falowe, funkcje własne, płaszczyzna węzłowa, liczba stanów stacjonarnych, liczba poziomów orbitalnych; orbitale σ , orbitale π , hybryda rezonansowa. Również w innych działach Autorzy wprowadzają nazwy niestosowane lub zbędne, jak np.: interpretacja równania reakcji cząsteczkowa (molekularna), interpretacja równania reakcji molowa, interpretacja równania reakcji masowa, interpretacja równania reakcji objętościowa, ciśnienie molowe.

3. Często przykłady indywidualne są przedstawiane jako wartości ogólne, np.: rysunek przedstawiający orbital typu s podpisano: „Elektron jako chmura ładunku otaczającego jądro” (s. 38); wartość energii = 13,6 eV nazwano „bezwzględną wartością energii w stanie podstawowym”, a tymczasem jest to bezwzględna wartość energii elektronu w stanie podstawowym w atomie wodoru” (s. 40).

4. Opis układu okresowego budzi bardzo wiele wątpliwości, gdyż nie odnosi się do aktualnej wiedzy i nazewnictwa zalecanego przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) i rozpowszechnianego w Polsce przez Polskie Towarzystwo Chemiczne. Tymczasem Autorzy stosują podział pierwiastków na metale, niemetale i półmetale, oraz podają nieuznaną przez IUPAC liczbę

odkrytych pierwiastków (118 zamiast 111, 112 od roku 2010). Kilka innych pierwiastków, o których otrzymaniu pojawiły się doniesienia, jest dopiero w trakcie sprawdzania przez komisję IUPAC. Te pierwiastki mają prowizoryczną nazwę systematyczną i nie można ich traktować tak jak pierwiastki poznane.

5. Podobnie, zgodnie z zaleceniami IUPAC, jednostkę masy atomowej oznacza się literą „u”, jednak nie nazywa się „unitem”! W podręcznikach chemii na całym świecie stosuje się nazwę „reguła oktetu”, a nie „reguła dubletu i oktetu”.

6. W podręczniku znajduje się sporo błędnych definicji podstawowych terminów chemicznych; dotyczy to zwłaszcza definicji:

- Definicja *orbitalu* – zamiast: „Stany elektronu opisane jednakowym zestawem liczb kwantowych n , l , m , s noszą wspólną nazwę orbitalu” powinno być: „Orbital jest to jednoelektronowa funkcja falowa opisująca stan elektronu w atomie, jonie lub cząsteczce”.
- Definicja *konfiguracji elektronowej*: nie jest to zapis „powłok, podpowłok i orbitali”; poprawna definicja brzmi: „Konfiguracja elektronowa jest to rozkład elektronów w atomie lub innym indywiduum molekularnym, opisany przy użyciu zbioru jednoelektronowych funkcji falowych zwanych orbitalami, zgodnie z zasadą Pauliego.
- Definicja i opis *elektroujemności* zawierają wiele błędów i niedokładności, przede wszystkim elektroujemność nie jest zdolnością do przyciągania elektronów podczas tworzenia wiązania, ale w związku chemicznym. Ponadto nie można pisać, że fluor ma największą elektroujemność, bo ma „największy efektywny ładunek jądra”, gdyż ‘efektywny ładunek jądra’ odnosi się do poszczególnych elektronów w atomie, a nie do całego atomu i trudno nawet wyobrazić sobie, co Autorzy mieli w tym przypadku na myśli.
- Definicja *orbitali σ i π* : Orbital σ to nie jest „orbital, który ma osie symetrii”, ale jest to orbital niemający płaszczyzny węzłowej, na której leży oś wiązania. Orbital π to nie jest „orbital, który ma płaszczyznę węzłową”, ale jest to orbital mający płaszczyznę węzłową, na której leży oś wiązania.
- *Hybrydyzacji* nie należy rozpatrywać w kategoriach „promocji elektronu”, ani co gorsza „promocji atomu węgla”, tylko jako stosowanie do opisu cząsteczek wieloatomowych funkcji, będących kombinacją liniową orbitali atomowych (orbitali zhybrydyzowanych).
- *Wiązanie wodorowe* to nie jest jeden z rodzajów wiązań koordynacyjnych; ma ono zupełnie inny charakter i jest co najmniej o rząd słabsze niż wiązania koordynacyjne.
- Definicje *ligandów*, *atomów centralnych* i *liczb koordynacyjnych* są błędne: nie każda obojętna cząsteczka, czy anion, może być ligandem; atomem centralnym może też być nie tylko pierwiastek bloku d , ale też bloku f , p , a nawet s ; a liczba koordynacji nie równa się liczbie ligandów.

- Definicja mola jest w zasadzie poprawna, ale zadziwiają niektóre sformułowania Autorów, w rodzaju: „Ile właściwie atomów zawiera mol?”; „Mol to jednostka liczności materii taka sama jak kilogram, metr czy litr”; lub: „Obliczmy teraz, ile wynosi masa jednego mola substancji”.
- Poważnym błędem jest definicja ‘przemiany adiabatycznej’ jako „przemiany, podczas której zmienia się wszystkie parametry opisujące stan gazu”; w rzeczywistości jest to „proces termodynamiczny przebiegający w układzie izolowanym termicznie, tj. bez wymiany ciepła z otoczeniem”.
- Definicja reakcji nieodwracalnej jako „reakcji, w której przynajmniej jeden z produktów opuszcza środowisko”, nie jest poprawna, gdyż (i) nie obejmuje wszystkich przypadków procesów nieodwracalnych (np. $5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$); oraz (ii) uzależnia rodzaj reakcji od warunków (np. reakcja $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ byłaby nieodwracalna w układzie otwartym, a odwracalna w układzie zamkniętym).
- Nie stosuje się już nazw „katalizator dodatni” i „katalizator ujemny”, ale ‘katalizator’ i ‘inhibitor’.

Reasumując, uważam, że pomimo bardzo dobrego pomysłu, jakim było połączenie w jedną całość podręcznika i zbioru zadań, podręcznik zawiera zbyt dużo poważnych braków i błędów, aby można uznać go za podręcznik w pełni wartościowy. Ponadto oprócz błędów wymienionych w uwagach ogólnych zauważyłam ponad 140 innych usterek i wad, opisanych dokładnie w „Ważniejszych uwagach szczegółowych”.

Wszystkie przedstawione argumenty wykluczają rozpatrywanie możliwości nagrodzenia recenzowanego podręcznika, a nawet sprawiają, że nie powinien być zalecany jako podręcznik licealny.

Ważniejsze uwagi szczegółowe

- 1) s. 11 – Trudno XIX-wieczną teorię Daltona uważać za „współczesną”.
- 2) s. 13 – W tabeli Autorzy używają jednostki masy atomowej, bez informacji, że zdefiniowana jest dopiero na s. 17.
- 3) s. 15/16 – Autorzy definiują izotopy jako atomy, natomiast nuklid jako zbiór atomów. Tymczasem „nuklidem nazywamy rodzaj atomu, scharakteryzowany przez jego liczbę masową i liczbę atomową”. Izotopy są to nuklidy o tej samej liczbie atomowej, a różnych liczbach masowych [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC, ZamKor, 2005, s. 187 i 306*].
- 4) s. 16 – Opisując w podręczniku znane pierwiastki, Autorzy muszą opierać się na wiedzy oficjalnej, tj. na komunikatach IUPAC w tym zakresie; zgodnie

z tymi komunikatami w chwili obecnej jest 111 (112 od roku 2010), a nie 118 pierwiastków, uznanych za odkryte, bądź otrzymane w sposób niebudzący wątpliwości.

5) s. 16 i 25 – Trudno określać pierwiastek, którego najtrwalszy izotop (^{238}U) ma okres połowicznego zaniku $4,5 \times 10^9$ lat jako bardzo trwałe i nieradioaktywny, skoro jest pierwiastkiem zaczynającym szereg promieniotwórczy uranowo-radowy.

6) s. 16 – Liczba atomowa według IUPAC to „liczba protonów w jądrze”, stąd bez sensu jest zdanie – „Elektron jest związany z liczbą atomową pierwiastka (zatem jego liczba atomowa wynosi 1), ale nie wpływa na liczbę masową”.

7) s. 17 – Jednostkę masy atomowej oznacza się literą „u”, jednak nie nazywa się „unitem”! Autorzy podręczników szkolnych powinni zwracać szczególną uwagę na wprowadzanie nazw uznanych w społeczności chemicznej, a najlepiej powinni stosować nazewnictwo zalecane przez IUPAC i rozpowszechniane w Polsce przez Polskie Towarzystwo Chemiczne; dodatkowo wartość podawana przez Autorów różni się od wartości podawanej przez IUPAC ($1,6605402(10) \times 10^{-27}$ kg) [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC*, ZamKor, 2005, s. 190]. Notabene, jeżeli już tak obrazowo przedstawiono ‘wykrawanie’ 1/12 z izotopu węgla zawierającego 6 protonów i 6 neutronów, to powinno się wyjaśnić, dlaczego masa tej 1/12 jest znacząco mniejsza zarówno od masy neutronu, jak i protonu.

8) s. 18 – Zdanie: „Każdy pierwiastek (poza najmniej trwałymi, które otrzymano do tej pory w znokomych ilościach) stanowi mieszaninę różnych izotopów” zawiera 2 nieprawdziwe tezy: (i) 19 pierwiastków o nieparzystych liczbach atomowych (fluor, sód, glin, fosfor, skand, mangan, kobalt, arsen, itr, niob, rod, jod, cez, prazeodym, terb, holm, tul, złoto i bizmut) występuje w postaci jednego trwałego izotopu; ponadto (ii) pierwiastki nietrwałe też mogą tworzyć kilka nietrwałych izotopów (np. polon o liczbach masowych 210, 211, 212, 214, 215, 216, 218).

9) s. 20, rysunek na dole strony – Dlaczego promieniowanie γ przechodzi przez blok ołowiu?

10) s. 22 – Przeciw elektrowniom węglowym przemawia również (a może przede wszystkim) emisja CO_2 .

11) s. 28 – Autorzy piszą o liczbie moli, przy czym pojęcie mola zdefiniowane jest dopiero na s. 163.

12) s. 33/34 – Zamiast „długość promieniowania” należy pisać „długość fali promieniowania”.

13) s. 34 – Rysunek na końcu strony jest niezrozumiały: dlaczego wzbudzenie elektronu ilustrują Autorzy rozszczepieniem poziomów energetycznych w polu magnetycznym i dlaczego w czasie wzbudzenia wzrasta liczba elektronów?

14) s. 35 – Komentarz do zasady nieoznaczoności Heisenberga nie uwzględnia wyników krystalografii rentgenowskiej.

15) s. 36 – Rozmiar obiektu nie jest parametrem w zasadzie nieoznaczoności Heisenberga.

- 16) s. 36 – Stopnie w skali Kelwina (kelwiny) pisze się małą literą.
- 17) s. 37 – Dłaczego Autorzy uważają, że planety krążące dookoła Słońca muszą wysyłać energię?
- 18) s. 38–40 – Ten tekst powinien być przeznaczony dla zaawansowanych uczniów.
- 19) s. 38 – Rysunek nie pokazuje „elektronu jako chmury otaczającej jądro”, tylko przykład rozkładu gęstości elektronowej dla elektronów opisanych orbitalem typu *s*.
- 20) s. 39 – W opisie roli pobocznej liczby kwantowej brakuje wskazania jej wpływu na energię w atomach wieloelektronowych.
- 21) s. 39 – Pisząc o potencjalnym udziale orbitali typu *g*, należało dodać, że dopiero w okresie 8 pojawić się mogą pierwiastki, których elektrony są opisane orbitalami 5*g* i to po wypełnieniu orbitali 8*s*, tj. dla liczby atomowej > 120 .
- 22) s. 40 – W definicji magnetycznej liczby kwantowej brakuje określenia roli pola magnetycznego.
- 23) s. 40 – Definicja orbitalu, jako stanu elektronu jest błędna; gdyż „Orbital atomowy jest jednoelektronową funkcją falową, będącą rozwiązaniem równanie Schrödingera dla atomu [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC, ZamKor, 2005, s. 321*]. Do żadnej z tych definicji nie pasuje zdanie zamieszczone kilka wierszy poniżej: „na orbitalu mogą się znaleźć tylko dwa elektrony”. Inna, bardziej poprawna definicja znajduje się na s. 43.
- 24) s. 40 – Wartość energii = 13,6 eV to nie jest „bezwzględna wartość energii w stanie podstawowym”, ale jest to bezwzględna wartość energii elektronu w stanie podstawowym w atomie wodoru”.
- 25) s. 43 – Określenie gęstości elektronowej: „na tyle mała, że można ją pominąć” jest dalekie od precyzji.
- 26) s. 44 – Sformułowanie: „orbitale istniejące na wyższych powłokach” stwarza wrażenie, jakby orbitale to były niezależne byty materialne, a nie funkcje służące do opisu zachowania elektronów w atomach lub cząsteczkach.
- 27) s. 46 – Zdanie: „Elektrony obsadzają powłoki i orbitale po kolei, poczynając od stanu o najniższej energii, bez pozostawienia pustych miejsc” – dalekie jest od precyzji.
- 28) s. 46 – Definicja konfiguracji elektronowej: nie jest to zapis „powłok, podpowłok i orbitali”; poprawna definicja brzmi: „Konfiguracja elektronowa jest to rozkład elektronów w atomie lub innym indywiduum molekularnym, opisany przy użyciu zbioru jednoelektronowych funkcji falowych, zwanych orbitalami, zgodnie z zasadą Pauliego” [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC, ZamKor, 2005, s. 222*].
- 29) s. 50 – Nie jest prawdą, że „Pierwiastek, który ma zastąpić część konfiguracji musi mieć całkowicie wypełnioną powłokę elektronową (powłokę walencyjną). Tylko gazy szlachetne spełniają ten warunek”, gdyż np. konfigurację galu można zapisać w sposób skrócony [Ga]=[Zn]4*p*¹.

30) s. 51 i strony następne – Rysunki przedstawiające konfigurację elektronową atomu pokazują elektrony opisane różnymi orbitalami, np. $1s$, $2s$, $2p$ itd., na różnych poziomach bez wyjaśnienia, że ilustruje to różne energie orbitalne (brak osi energii). Ponadto Autorzy przemycają tu przemilczany dotąd wpływ orbitalnej liczby kwantowej na energię elektronów w atomach wieloelektronowych.

31) s. 53 – Wyjaśnienie konfiguracji elektronowej chromu i miedzi, niepoprzebnie nazwanych „tzw. wyjątkami konfiguracyjnymi”, jest niepoprawne: nie chodzi tu wcale o „przeniesienie elektronu z podpowłoki $4s$ na $3d$ ”, ale o przyczynę energetyczny wynikający z konfiguracji w pełni symetrycznej, np. $3d^5$ lub $3d^{10}$. To samo dotyczy opisu konfiguracji pierwiastków bloku d i f (s. 71).

32) s. 54 – Opisując protony i elektrony, należy podawać, że ich ładunek jest elementarny.

33) s. 61 – Czy rzeczywiście po lekturze rozdziału pt. *Budowa materii* uczeń potrafi odpowiedzieć na pytanie: „Wyjaśnij, dlaczego nie może istnieć orbital $1p$ ”?

34) s. 67 i 69 – Opis pierwiastków ciężkich powinien uwzględniać pierwiastki oficjalnie uznane przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) (do pierwiastka 111, 112 od roku 2010).

35) s. 69 – Wodór nie należy do grupy litowców.

36) s. 69 – Do grup pobocznych należy również blok f .

37) s. 70 – Nie jest prawdą, że w atomach pierwiastków grupy 18 jest taka sama liczba elektronów na orbitalach s i p (wyjątkiem jest hel).

38) s. 70 – Zamiast opisu: „ostatnia, przedostatnia i druga powłoka od zewnątrz” lepiej napisać: ns , $(n-1)d$ i $(n-2)f$, gdzie n = numer okresu.

39) s. 72 – „Wprowadzanie kolejnych elektronów na dany orbital” nie jest „równoznaczne ze wzrostem liczby protonów w jądrze”, gdyż może prowadzić do powstania anionu, np. $Cl + e = Cl^-$.

40) s. 72 – Termin „efektywny ładunek jądra” jest stosowany do ładunku jądra, jaki oddziałuje na określony elektron w atomie w wyniku różnego ekranowania przez inne elektrony.

41) s. 74 – Nie jest prawdą stwierdzenie: „im więcej elektronów na powłoce zewnętrznej, tym większa energia jonizacji”; przecież największa energia pierwszej jonizacji charakteryzuje atom helu, który ma tylko dwa elektrony; ponadto np. $I_{Be} > I_{B}$, lub $I_N > I_O$.

42) s. 74 – Wszystkie elektrony (nie tylko ‘elektron nadmiarowy’) się odpychają.

43) s. 75 – Nie jest prawdą, że „Powstające podczas omawianych procesów jony pierwiastków należących do bloku s i p mają konfiguracje elektronowe zbliżone do atomu najbliższego helowca”, gdyż „omawiane procesy” dotyczyły Tabeli 5, pokazującej powstawanie anionów o bardzo różnych konfiguracjach. Notabene z tej tabeli nic nie wynika i jest całkowicie zbędna.

44) s. 75 – Definicja i opis elektroujemności zawierają wiele błędów i niedokładności: (i) elektroujemność jest zdolnością do przyciągania elektronów nie podczas tworzenia, ale w związku chemicznym; (ii) nie można pisać, że fluor ma największą elektroujemność, bo ma „największy efektywny ładunek jądra”, gdyż termin ten odnosi się do poszczególnych elektronów w atomie, a nie do całego atomu, i trudno nawet wyobrazić sobie, co Autorzy mieli w tym przypadku na myśli. Brak tabeli lub rysunku pokazujących zależność elektroujemności od położenia pierwiastka w układzie okresowym.

45) W podręcznikach chemii na całym świecie stosuje się nazwę „reguła oktetu”, a nie „reguła dubletu i oktetu”.

46) s. 76 i następne – Autorzy traktują pojęcie ‘stopnia utlenienia’ bardziej dosłownie, a za mało formalnie: wynika to z definicji, podanej na s. 76, jak i dalszych rozważań: np. „atom azotu może oddać 5 lub 3 elektrony”, co traktowane dosłownie, oznaczałoby konieczność użycia energii rzędu megadżuli i z powodów energetycznych nie może być brane w rachubę w reakcjach chemicznych.

47) s. 78 – W objaśnieniach do tabeli 8 znajdują się takie niedokładności, jak np. IV stopień utlenienia tlenu.

48) s. 78 i następne – Wbrew zaleceniom IUPAC Autorzy wyodrębniają półmetale jako grupę pierwiastków o określonych właściwościach.

49) s. 83 – W zadaniach lepiej podawać przykłady istniejących rzeczywiście indywidualów indywidualnych, a nie hipotetycznych (P^{3-} , As^{3-} , PbS_2).

50) s. 83 – Zadanie 25 sformułowane jest niezgodnie z definicją pierwiastka: np. C^{II} , C^{IV} i C^{-IV} to nie są różne pierwiastki.

51) s. 83 – Zadanie 29 jest źle sformułowane, bo fluor tworzy więcej niż jedno połączenie z tlenem.

52) s. 84 – Duża część pytań w zadaniu 36 nie ma oparcia w informacjach zawartych w tym rozdziale; dotyczy to zwłaszcza ostatnich pytań wymagających znajomości szeregu napięciowego metali i informacji na temat mocy kwasów i zasad oraz czynników, od których one zależą.

53) s. 85 – Opis teorii Lewisa i Kossela zawiera wiele nieścisłości.

54) s. 86 – Autorzy piszą tu o wiązaniu metalicznym, a jego opis znajduje się w dalszej części podręcznika (20 stron dalej)– należało powołać się na ten opis.

55) s. 86 i s. 90–92 – Udział wiązania jonowego zależy nie tylko od różnicy elektroujemności i dlatego należało napisać $\Delta X \sim 1.7$.

56) s. 89 – Nie wiem, po co wprowadzać do programu szkoły średniej orbitale σ i π , ale jeśli już Autorzy to czynią, to muszą podać poprawne definicje. Tymczasem orbital σ to nie jest orbital, który ma osie symetrii, ale jest to orbital, niemający płaszczyzny węzłowej, na której leży oś wiązania. Orbital π to nie jest orbital, mający płaszczyznę węzłową, ale jest to orbital, który ma płaszczyznę węzłową, na której leży oś wiązania.

57) s. 93 – Co ma oznaczać rysunek na początku strony?

58) s. 98 i następne – Hybrydyzacji nie należy rozpatrywać w kategoriach „promocji elektronu”, ani „promocji atomu węgla” (s. 101/2), tylko jako stosowanie do tworzenia orbitali molekularnych funkcji będących kombinacją liniową orbitali atomowych (orbitali zhybrydowanych).

59) s. 100 – Nie powinno się analizować wiązań w cząsteczkach, które nie istnieją lub są bardzo nietrwałe (BH_3).

60) s. 104 – Nie można na tym samym rysunku stosować takich samych symboli (kropki) dla dwóch różnych rzeczy: (elektrony i zręby atomów azotu).

61) s. 107 – Termin ‘hybryda rezonansowa’ jest zbędny, a do tego jest zdefiniowany w sposób niejasny (np. które elektrony są zdelokalizowane na całą cząsteczkę?).

62) s. 107 i strony następne – Błędem jest zaliczanie wiązania wodorowego do wiązań koordynacyjnych: wiązanie wodorowe ma zupełnie inny charakter i moc wiązania = 1/10 normalnego wiązania; tymczasem wiązanie koordynacyjne obejmuje wiązania różnej mocy, ale jest co najmniej o rząd silniejsze niż wiązania wodorowe. Podając warunki tworzenia wiązań wodorowych, pominięto małe rozmiary atomu, który je tworzy; ponadto brakuje omówienia skutków wiązań wodorowych na właściwości wody w środowisku i w organizmach żywych.

63) s. 110 i następne – Cały podrozdział 6 rozdziału III, dotyczący wpływu elektronów walencyjnych na budowę cząsteczki, jest zbędny, a do tego napisany bardzo nieudolnie. W pierwszym akapicie reguła oktetu jest pomyłona z sumą wszystkich elektronów walencyjnych w cząsteczce; rola wolnych par nie polega na „zaburzeniu symetrii”, ale na silniejszym odpychaniu niż pary wiążące, gdyż wolna para elektronów jest bliżej centrum niż pary tworzące wiązanie z innym atomem; wreszcie zdumienie budzi wzór, według którego ma się liczyć liczbę wolnych par i atomów związanych, zwłaszcza że Autorzy napisali, iż trzeba uwzględnić liczbę atomów wodoru w cząsteczce, tylko zapomnieli dodać, że chodzi o atomy wodoru związane bezpośrednio z atomem centralnym, a nie np. poprzez atomy tlenu.

64) s. 114 – Pisząc o wiązaniu metalicznym, Autorzy powinni wskazać, jak to wiązanie wpływa na właściwości metali.

65) s. 114 – Nie wiem, czy potrzebnie Autorzy wymieniają plazmę i kondensat Bosego-Einsteina, ale mogliby chyba wspomnieć o stanie nadciekłym.

66) s. 115 – Zamiast sacharozy lepiej byłoby użyć nazwy cukier.

67) s. 117 – Definicja energii sieci krystalicznej jest niepotrzebna i niedokładna; nie jest to bowiem „energia niezbędna do rozerwania wszystkich wiązań i przeniesienia powstałych składników w nieskończoność”, ale jest to „energia niezbędna do oddalenia od siebie na nieskończoną odległość składowych elementów kryształu (jonów, atomów, cząsteczek)”.

68) s. 117 – Substancje mogą, ale nie muszą charakteryzować się polimorfizmem.

69) s. 117 – Odmiany polimorficzne nie zawsze różnią się właściwościami chemicznymi.

70) s. 117 – W określonych warunkach temperatury i ciśnienia odmiany polimorficzne mogą być w równowadze. Dotyczy to przemian enancjotropowych.

71) s. 118 – Podając przykłady odmian alotropowych, Autorzy zrobili kilka błędów: siarka ma więcej odmian alotropowych niż dwie; alotropia tlenu nie jest jedynym przykładem alotropii w stanie gazowym; podając odmiany alotropowe tlenu, zamiast O_4 należało wymienić tlen atomowy.

72) s. 118 – W strukturze cieczy przechłodzonej struktura jest mniej uporządkowana niż w kryształach, ale nie powinny być inne wiązania.

73) s. 122 – Sformułowanie: „hybrydyzacja polegająca na wymieszaniu różnoenergetycznych orbitali atomowych jednego atomu i utworzeniu z nich orbitali zhybrydowanych o uśrednionej energii” jest nieprecyzyjne: (i) to nie orbitale (funkcje) mają energię, ale elektrony nimi opisane; i (ii) ważną cechą orbitali zhybrydowanych jest nie tylko to, że są równocenne, ale też to, że są odpowiednio skierowane.

74) s. 124 – Uczniom brakuje informacji, aby odpowiedzieć na to pytanie.

75) s. 125 – Pytanie 16 jest źle sformułowane ze względu na błędną definicję orbitali σ .

76) s. 127 – Stosowanie systemu Stocka już nie jest zalecane przez IUPAC oraz Komisję Nomenklatury Polskiego Towarzystwa Chemicznego.

77) s. 128 – Uwaga przy jonie wodoru: „gdy liczba przyłączonych cząsteczek wody jest nieznana lub nie jest istotna” jest nie na miejscu, gdyż najczęściej liczba dołączonych cząsteczek wody jest nieznana, a zawsze jest istotna.

78) s. 130 – Nie wszystkie tlenki kwasowe i nie wszystkie tlenki zasadowe rozpuszczają się w wodzie.

79) s. 135 – Brak określenia stężenia stosowanych w doświadczeniu NaOH i H_2SO_4 .

80) s. 137 i strony następne – Podana przez Autorów definicja zasady jako wodorotlenku rozpuszczalnego w wodzie jest nieściśła. Tymczasem właściwości zasadowe powinny kojarzyć się z przeciwieństwem właściwości kwasowych, a nie z dobrą rozpuszczalnością w wodzie. Ten punkt widzenia jest ugruntowany we wszystkich definicjach zasad stosowanych powszechnie w chemii; przypomnę, że na różnym poziomie wiedzy chemicznej stosuje się definicję Arrheniusa (zasada w reakcji z kwasem tworzy sól i wodę), Brønsteda (zasada = protonobiorca, kwas = protonodawca) i Lewisa (zasada = donator pary elektronowej, kwas = akceptor pary elektronowej).

81) s. 137/138, Tabela 20 – Jony o podanych wzorach: BO_2^- , PO_3^- i SiO_3^{2-} nie istnieją, a wzór reszty kwasu fosforowego(III) jest poprawny, ale nie wyjaś-

niono, dlaczego znajduje się w nim atom wodoru, i nie podano nazwy poprawnej wodorofosforan(III).

82) s. 139/140 – ‘Wzory strukturalne’ soli są błędne (rysowane jakby nie było wiązań jonowych).

83) s. 140/141 – Definicje ligandów, atomów centralnych i liczb koordynacyjnych są błędne.

84) s. 141 – Nie jest prawdą, że związek $[\text{Ag}_3\text{Cl}][\text{Mo}_6\text{S}_8]$ jest „stosunkowo prostym” związkiem, gdyż składa się z dwu struktur typu klastrów, w których atomy niemetalu pełnią rolę mostków pomiędzy trzema atomami metali, a cytowana w podręczniku nazwa oprócz tej informacji podaje jeszcze skład jakościowy i ilościowy związku oraz geometrie tych klastrów. Zamiast wyśmiewania zasad nowoczesnej nomenklatury chemicznej powinni Autorzy zapoznać uczniów z jej filozofią i możliwościami.

85) s. 142 i strony następne – Autorzy tradycyjnie, niezgodnie ze współczesnymi zaleceniami Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) piszą o półmetalach.

86) s. 142/143 – Zdanie: „Metale tworzą wodorotlenki o właściwościach zasadowych” jest nieprawdziwe, gdyż uczniowie już wiedzą, że wodorotlenki metali na wysokich stopniach utlenienia mają właściwości nie tylko amfoteryczne, ale nawet kwasowe; np. H_2CrO_4 lub HMnO_4 . Tymczasem w pytaniu 12 Autorzy wymieniają CrO_3 i wymagają od uczniów, aby: „korzystając z układu okresowego, podzielili tlenki na kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne”. Podobne wymagania, nieoparte na wprowadzonej wiedzy, dotyczą pytań 5 i 6.

87) s. 143/144 – Nie wiem, na jakiej podstawie Autorzy przypisują atomom azotu w N_2O i w HN_3 stopnie utlenienia –III i V!

88) s. 144 – Chrom z jonami OH^- tworzy kompleks tetrahydroksochromianowy, $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, a nie heksahydroksochromianowy, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

89) s. 145 – Pytanie sformułowane nieprecyzyjnie.

90) s. 145, pytanie 23 – Wodorki mają zawsze charakter zasadowy lub obojętny, a nie mogą mieć charakteru kwasowego, bo zgodnie z zasadami nazewnictwa wodorki są związkami wodoru z pierwiastkami od niego mniej elektroujemnymi.

91) s. 147 – Pytania 37–39 zawierają błędne wzory ($\text{CH}_2\text{O}_5\text{Ca}$ lub $[\text{Co}^{\text{III}}\text{Cl}_2(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}$) oraz wymagają niezawartych w podręczniku informacji na temat soli amonowych i wodorofluorków.

92) s. 149 – Doświadczenie 1 powinno się zakończyć ostudzeniem kulki metalowej do temperatury pokojowej i sprawdzeniem, że jej objętość wróciła do poprzedniej wartości.

93) s. 150 – Na rysunku zamiast ‘desublimacja’ powinno być ‘resublimacja’.

94) s. 151/152 – Reakcje zachodzące w doświadczeniach 3, 4 i 5 powinny być najpierw zapisane w formie szczegółowej, np. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$, a dopiero później w ogólnej $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$.

95) s. 164 – Pojęcie mola stosuje się do różnych cząstek i dlatego pytanie: „Ile właściwie atomów zawiera mol?” jest źle sformułowane; np. mol cząstek P_4 zawiera 4 mole atomów P.

96) s. 164 – Zdanie: „Mol to jednostka liczności materii taka sama jak kilogram, metr czy litr” jest błędne, gdyż kilogram, metr i litr nie są jednostkami liczności materii.

97) s. 165 – Zdanie: „Obliczmy teraz, ile wynosi masa jednego mola substancji” jest źle sformułowane, bo masa jednego mola każdej substancji jest inna. To samo dotyczy zdania na s. 172: „Wiemy już, jaką masę ma mol”.

98) s. 174 – Wyprowadzenie prawa Avogadra z danych liczbowych jest pocudzające, ale należało go uzupełnić uzasadnieniem, tj. odpowiedzieć na pytanie ‘dlaczego?’.

99) s. 176/177 – Pisząc o interpretacji równania reakcji, Autorzy wprowadzają i definiują zbyt wiele zupełnie zbędnych nazw, takich jak: interpretacja równania reakcji cząsteczkowa (molekularna), interpretacja równania reakcji mola, interpretacja równania reakcji masowa, interpretacja równania reakcji objętościowa.

100) s. 177 – Zdanie: „W przypadku prawidłowo zapisanego i zinterpretowanego równania łączna masa substratów jest zawsze równa łącznej masie produktów” jest prawdziwe tylko na papierze, bo w rzeczywistości wydajność reakcji jest zazwyczaj mniejsza niż 100%.

101) s. 182 – Nie zawsze „Woda ma temperaturę niższą od temperatury powietrza”.

102) s. 182/183 – IUPAC zaleca, by zaprzestać używania poprzednio stosowanego ciśnienia normalnego, równego 1 atm ($1,01325 \times 10^5$ Pa) [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC*, ZamKor 2005, s. 550]; oznacza to, że tzw. ‘warunki normalne’ oznaczają to samo, co ‘warunki standardowe’.

103) s. 184 – Użycie określenia ‘izobaryczny’ powinno poprzedzać objaśnienie tego słowa.

104) s. 186 – Poważnym błędem jest definicja ‘przemiany adiabatycznej’, w rzeczywistości jest to „proces termodynamiczny przebiegający w układzie izolowanym termicznie, tj. bez wymiany ciepła z otoczeniem” [np. *Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC*, ZamKor 2005, s. 14].

105) s. 193, przykład 25 – Podając zawartość procentową substancji gazowych, należy określić, czy jest to procent masowy, czy objętościowy.

106) s. 194 – Pisząc o mieszaninie tlenu i wodoru, warto przypomnieć, że jest to mieszanina wybuchowa.

107) s. 196 – Układając zadania, trzeba podawać warunki bliskie rzeczywistym, tymczasem trudno przyjąć, że cała woda w temperaturze 0°C i 1013 hPa jest w stanie gazowym.

108) s. 197 – Zadanie 29 zawiera błąd logiczny, polegający na mylnym założeniu, że sól kuchenna nie jest zanieczyszczona solą sodową innego niż HCl kwasu.

109) s. 198 – Rozkład produktu może prowadzić do powstania produktów ubocznych.

110) s. 198 – Definicje wydajności reakcji są błędne: różnica między nimi nie polega na jednostkach, tylko na porównaniu rzeczywistego przebiegu reakcji (wydajność reakcji) z przebiegiem zakładanym (teoretyczna wydajność).

111) s. 199 – Chociaż o reakcjach odwracalnych Autorzy piszą kilkanaście stron dalej, to nie można syntezy amoniaku pisać jak reakcji nieodwracalnej!

112) s. 205 – W zadaniach na tej stronie Autorzy pomijają wydajność reakcji, co szczególnie jest istotne w zadaniu 29, gdzie mówi się o spalaniu węgla.

113) s. 205 – Jednostką objętości jest 1 dm^3 , nie 1 litr.

114) s. 206 – Bez podania wydajności reakcji liczenie „liczby cząsteczek powstałego produktu” w reakcji syntezy NO jest mylące, gdyż wbrew faktom sugeruje, że jest to metoda wydajna.

115) s. 206 – Po co Autorzy wprowadzają pojęcie ‘ciśnienia molowego’?

116) s. 207 – Wbrew temu, co napisali Autorzy w zadaniu 50, ‘sól jodowana’ zawiera głównie chlorek sodu, a tylko domieszkę jodku sodu.

117) s. 210 – Opis doświadczenia 1 jest zbyt skomplikowany.

118) s. 211 – Szybkość reakcji w każdym przypadku (nie tylko w roztworach) zależy od natury reagujących cząstek i od oddziaływań pomiędzy nimi.

119) s. 212 i strony następne – Chociaż dla pierwszego wyrażenia na szybkość reakcji na s. 211 Autorzy piszą: „może przyjąć postać”, to przy następnych przyjmują niesłusznie, że szybkość reakcji zależy od stężenia wszystkich substratów podniesionego do potęgi równej odpowiednim współczynnikom stechiometrycznym.

120) s. 212 – W przypadku wpływu temperatury na szybkość reakcji Autorzy myślą skutek z przyczyną: otóż przyczyną zmiany stałej szybkości ze zmianą temperatury jest wzrost energii kinetycznej cząstek, co powoduje wzrost szybkości reakcji (a nie odwrotnie).

121) s. 214 – Przykład 2 został źle dobrany, gdyż reakcja rozkładu jodowodoru jest reakcją odwracalną, toteż wzrost ciśnienia spowoduje również przyspieszenie reakcji syntezy.

122) s. 215 – Szybkość reakcji zależy też od mieszania.

123) s. 216 – Układając zadania, trzeba podawać warunki bliskie rzeczywistym, czyli pisząc o rzędach reakcji, trzeba pamiętać, że rząd reakcji 3 jest bardzo rzadko spotykany, a wyższe są mało prawdopodobne.

124) s. 217 i 229 – Definicja reakcji nieodwracalnych („reakcja, w której przynajmniej jeden z produktów opuszcza środowisko”) nie jest poprawna, gdyż (i) nie obejmuje wszystkich przypadków procesów nieodwracalnych (np.

$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$); oraz (ii) uzależnia rodzaj reakcji od warunków (np. reakcja $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ byłaby nieodwracalna w układzie otwartym, a odwracalna w układzie zamkniętym); raczej należało napisać, że nieodwracalna jest reakcja biegnąca tylko w jednym kierunku. Przykład ruchomych schodów biegnących tylko w jedną stronę byłby lepszym przybliżeniem, gdyby schody poruszały się tylko w dół (tendencja do obniżenia energii układu).

125) s. 219 – Wyprowadzenie prawa działania mas z rozważań kinetycznych oraz wymiar stałej równowagi są nieprawidłowe!

126) s. 221 – Doświadczenie 1 nie ma nic wspólnego z tokiem rozumowania na tej stronie i stronach sąsiednich; ponadto nie bardzo jest jasne, co Autorzy chcieli w nim przedstawić.

127) s. 225 – Jedno z najprostszych praw chemicznych (reguła przekory) przedstawione jest w sposób szczególnie skomplikowany.

128) s. 225 – Homeostaza nie jest terminem ogólnym, ale odnosi się tylko do organizmów żywych (jest to zdolność żywego organizmu do zachowania względnie stałego stanu równowagi).

129) s. 230 – S_2 wymienione jako produkt w zadaniu 5 istnieje tylko w temperaturach 800–2000 °C, natomiast reakcja chloru z wodą prowadzi do równomolekularnej mieszaniny kwasów HCl i HClO (a nie HCl i O_2 , jak napisano w zadaniu 6).

130) s. 240 – Energia elektronowa odpowiada energii promieniowania widzialnego i bliskiego nadfioletu.

131) s. 258 – Zapis reakcji u góry strony nie jest zgodny z oznaczeniami na rysunku poniżej.

132) s. 259 – Nie stosuje się już nazw „katalizator dodatni” i „katalizator ujemny”, ale „katalizator” i „inhibitor”. Zgodnie z definicją IUPAC: „Katalizator jest to substancja, która zwiększa szybkość danej reakcji bez modyfikowania całkowitej zmiany standardowej energii Gibbsa tej reakcji; proces nazywamy katalizą. Katalizator jest zarówno reagentem, jak i produktem reakcji. Określeń katalizator i kataliza nie należy stosować w przypadkach, gdy dodana substancja zmniejsza szybkość reakcji (patrz inhibitor) [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC, ZamKor 2005, s. 207*]. Inhibitor jest to substancja, która zmniejsza szybkość reakcji chemicznej; proces nazywa się inhibicją. Inhibitory zwane są czasem ujemnymi katalizatorami, ale ponieważ działanie inhibitora jest zasadniczo różne od działania katalizatora, terminologia ta nie jest zalecana. W przeciwieństwie do katalizatora, inhibitor może ulegać zużyciu w trakcie przebiegu reakcji. W reakcjach katalizowanych przez enzymy, inhibitor często wiąże się z enzymem i w takim przypadku można mówić o inhibitorze enzymu [*Kompendium terminologii chemicznej, zalecenia IUPAC, ZamKor 2005, s. 178*].

133) s. 262 – Nie rozumiem, co oznaczają zdania: „Obecność samego kwasu lub samej zasady nie wystarcza. Reakcja jest zatem katalizowana przez wszystkie obecne w układzie substancje, które mogą być donorami i akceptorami proto-

nów” – przecież „substancje, które mogą być donorami i akceptorami protonów”, nazywamy odpowiednio kwasami i zasadami.

134) s. 264 – Definicja ciepła reakcji jako zmiany entalpii jest niedokładna.

135) s. 266 i s. 267 – Nazwę ‘fosforiak’ należy zastąpić nazwą poprawną.

136) s. 376 – Regulamin pracowni chemicznej i przepisy BHP powinny być na początku, a nie na końcu podręcznika. Uwaga (nr 11) o niepodejmowaniu samodzielnych środków zaradczych może czasem zwiększyć skutki wypadku (np. w przypadku zapalenia się jakiegoś obiektu). W przepisach BHP brakuje wskazówek o konieczności pracy z niektórymi substancjami pod działającym wyciągiem.