



WYDZIAŁ CHEMII

Włodzimierz Kuśmierczuk

„Poprawność merytoryczna i ujęcie dydaktyczne wybranych zagadnień w podręcznikach chemii dla liceów a koncepcje alternatywne uczniów”

Praca doktorska
napisana pod kierunkiem
Pana dr. hab. Ryszarda M. Janiuka

LUBLIN 2018

Składam serdeczne podziękowania
Panu dr. hab. Ryszardowi M. Janiukowi
za inspirację, motywowanie, życzliwość, cierpliwość i wszechstronną
pomoc przy pisaniu tej pracy

SPIS TREŚCI

CZĘŚĆ TEORETYCZNA

1.	WSTĘP	1
2.	Koncepcje alternatywne w edukacji chemicznej	5
2.1.	Trudności w procesie uczenia się chemii	5
2.2.	Czynniki decydujące o powstawaniu koncepcji alternatywnych z chemii	10
2.3.	Podręcznik szkolny jako źródło koncepcji alternatywnych w nauczaniu chemii	17
2.4.	Układ wybranych zagadnień w podręcznikach do nauczania chemii w liceum w zakresie rozszerzonym	22
2.5.	Złożoność treści nauczania a koncepcje alternatywne	26
2.6.	Krytyczna analiza treści nauczania chemii objętych badaniami	29
2.6.1.	Budowa atomu i wiązania chemiczne	31
2.6.2.	Energetyka reakcji chemicznych	34
2.6.3.	Kinetyka reakcji i równowagi chemiczne	35
2.7.	Przegląd badań nad koncepcjami alternatywnymi w zakresie wybranych treści programowych	38

CZĘŚĆ BADAWCZA

3.1.	Założenia do badań	42
3.2.	Cele badań	42
3.3.	Analiza podręczników	43
3.3.1.	Metodologia oceny podręczników	43
3.3.2.	Zakres analizy polskich podręczników do nauczania chemii w liceum	47
3.4.1.	Nauczanie o budowie atomu, wiązaniach chemicznych i oddziaływaniach międzycząsteczkowych w polskich szkołach a KA	48
3.4.2.	Kwantowy opis elektronów w atomach i w cząsteczkach, teoria wiązań chemicznych i oddziaływania międzycząsteczkowe – analiza szczegółowa treści podręczników dla liceów pod kątem przekazywania i indukowania KA	56
3.5.1.	Nauczanie o energetyce reakcji chemicznych w liceum – uwagi ogólne	72
3.5.2.	Szczegółowa analiza sposobu nauczania energetyki chemicznej w podręcznikach dla liceów a KA uczniów	74
3.6.1.	Równowagi chemiczne i kinetyka reakcji chemicznych – uwagi ogólne	79
3.6.2.	Równowagi chemiczne i elementy kinetyki chemicznej – ujęcie dydaktyczne w podręcznikach a KA uczniów	81
3.7.	Badania koncepcji alternatywnych uczniów	89
3.7.1.	Grupa badawcza	89
3.7.2.	Metody i narzędzia badań nad występowaniem KA	90
3.7.3.	Przesłanki wyboru tematyki zadań Testu 1 i zadania testowe	92
3.7.4.	Wyniki badań Testem 1 – analiza i wnioski	102
3.7.5.	Przesłanki wyboru tematyki zadań Testu 2 i zadania testowe	120
3.7.6.	Wyniki badań Testem 2 – analiza i wnioski	130
3.7.7.	Przesłanki wyboru tematyki Testu 3 i zadania testowe	141
3.7.8.	Wyniki badań Testem 3 - analiza i wnioski	153
4.	Podsumowanie	168
5.	Literatura	172

ANEKS

Lista dopuszczonych do użytku szkolnego podręczników chemii dla liceów stosowanych w nauczaniu w zakresie rozszerzonym	184
--	-----

CZEŚĆ TEORETYCZNA

1. Wstęp

Inspiracją do podjęcia badań będących przedmiotem tej pracy była analiza czynników wpływających na efekty nauczania chemii jaką mogłem przeprowadzić w trakcie długoletniej pracy w zawodzie nauczyciela. Opanowanie niektórych zagadnień z programów nauczania sprawia uczniom szczególne trudności, a to, co z tych obszarów wiedzy pozostaje utrwalone w ich umysłach, często odbiega od naukowej poprawności. Według opinii nauczycieli najczęściej problemów sprawiają licealistom tematy z zakresu chemii ogólnej i fizycznej, co spowodowane jest przede wszystkim złożonością występujących tam zagadnień. Konieczność ich upraszczania w procesie nauczania powoduje, że do wyjaśnienia tych samych zjawisk stosuje się modele teoretyczne o różnym stopniu złożoności i różne koncepcje pedagogiczne. Z tego powodu także nauczyciele chemii uznają ten obszar wiedzy za trudny w nauczaniu. Z drugiej strony obecność tych elementów chemii ogólnej w licealnych programach nauczania jest konieczna, bo dzięki zrozumieniu podstaw teoretycznych przedmiotu uczniowie mogą samodzielnie porządkować informacje dotyczące bardzo wielu substancji, interpretować i wyjaśniać obserwowane zjawiska i przedstawiane im fakty, oraz przewidywać nowe. Chemia ogólna i fizyczna dostarczają narzędzi, dzięki którym uczniowska wiedza z zespołu faktów, pojęć i teorii przekształca się w sieć zależności i związków, czyli w strukturę.

Trudności licealistów z poprawnym zrozumieniem i interpretacją stosowanych na lekcjach chemii teorii wynikają przede wszystkim z niewystarczającej wiedzy z zakresu fizyki. Chemia jest w swej istocie fizyką związanych elektronów. Równoległe w czasie nauczanie fizyki i chemii sprawia, że na lekcji chemii uczniowie nie mają w odpowiednim momencie niezbędnej wiedzy z zakresu mechaniki, elektromagnetyzmu, czy termodynamiki, aby właściwie zrozumieć niektóre z zagadnień. Nauczyciele chemii muszą zmagać się z tym problemem od samego początku nauczania przedmiotu i uprzedzać nauczycieli fizyki w przekazie pewnych treści z ich dziedziny. Podobna sytuacja ma miejsce w nauczaniu biologii. Niedostatki wiedzy uczniów z zakresu chemii organicznej i energetyki reakcji uzupełnia przekaz nauczyciela biologii, lub autora podręcznika do tego przedmiotu. Ze względu na pomocniczą rolę treści chemicznych są one tam przedstawiane w sposób uproszczony, czasami zdeformowany, a przy tym fragmentaryczny. Stosowanie przez uczniów utrwalonych na lekcjach biologii błędnych przekonań przenosi się na sposób interpretacji pewnych zagadnień na lekcjach chemii.

Termodynamika i mechanika kwantowa są zbyt trudne, aby na poziomie liceum wprowadzać je w taki sposób, by uczeń mógł samodzielnie wykorzystywać je jako narzędzia do interpretacji i wyjaśniania zjawisk i zależności wynikających z programu nauczania chemii. Nawet teoria kinetyczno – cząsteczkowa gazów, chętnie stosowana już od początku nauczania chemii, w wydaniu licealnym nie zawiera tych elementów, które byłyby przydatne do wyjaśnienia pewnych aspektów kinetyki reakcji. Brakuje w niej np. informacji o zróżnicowaniu energii cząsteczek gazu i jakościowej zależności funkcji rozkładu energii od temperatury. Zakres zagadnień programowych z tego obszaru i sposób ich przedstawienia licealistom wymaga powtórnego przemyślenia i szczegółowych ustaleń, które byłyby obowiązujące dla twórców programów i autorów podręczników. Konieczność upraszczania opisu, a szczególnie sposób uproszczenia, który jest niekiedy poważną deformacją, sprawiają, że niektóre z koncepcji obecnych w programach nie są wykorzystane w licealnym kursie chemii zgodnie z ich przeznaczeniem. Na przykład, zamiast interpretacji prawa działania mas, które jest zagadnieniem zapisanym także w aktualnie obowiązującej podstawie programowej, stosuje się regułę przekory. W nauczaniu szkolnym nadaje się jej rangę uniwersalnego prawa sformułowanego na tyle ogólnie, że jej stosowanie bywa czasami nieuprawnione i prowadzi do błędnych wniosków. W zapisie prawa działania mas występują stężenia molowe, bądź

ciśnienia cząstkowe, ewentualnie ciśnienie całkowite i ułamki molowe gazów, oraz zawsze, chociaż w sposób niejawny, temperatura. Są to wyłącznie parametry intensywne i tylko dla zmiany tych parametrów można stosować regułę przekory, bo jest ona konsekwencją prawa działania mas. Zmiany takich parametrów jak liczba moli składnika mieszaniny równowagowej, lub jej objętość, muszą być przełożone na zmianę stężeń lub ciśnienia gazu.

Najczęściej spotykana praktyką na lekcjach chemii jest to, że zamiast wykorzystywać znajomość ogólniejszych teorii, uczniowie zmuszeni są do zapamiętywania licznych faktów. Wyjaśnienia obserwowanych prawidłowości sprowadzane są do stosowania bynajmniej nie uniwersalnych i nie uzasadnionych prostymi modelami fizycznymi „reguł” i wyjątków od tych reguł, a uczenie się chemii polega w zbyt dużym stopniu na zapamiętywaniu. W opisywaniu i uzasadnianiu zjawisk stosowane są takie nieprecyzyjne, bo nie definiowalne jednoznacznie koncepcje jak *aktywność chemiczna*, *metaliczność* i *niemetaliczność*. Nawet *elektroujemność*, w szkolnej dydaktyce rozumiana intuicyjnie, jest w licealnym nauczaniu nadużywana (Kuśmierczuk, 2002; 2005).

Wszystko to powoduje, że kończąc naukę chemii w liceum uczniowie wynoszą wraz z podstawową wiedzą z tego przedmiotu sporą ilość **koncepcji alternatywnych** (*alternative conceptions*), (**KA**). Pod tym określeniem należy rozumieć wiedzę i przekonania uczniów, którzy po formalnym zapoznaniu z pewnymi pojęciami, modelami, prawami, czy teoriami, mają nadal wyobrażenia niezgodne z tym, jak aktualnie przedstawia je świat nauki (Driver and Easley, 1979; Posner *et al.* 1982, Gilbert & Swift, 1985; Novak, 1988; Fleer, 1999; Palmer, 1999, 2001; Taber, 1998, 1999). Określa się je także jako tzw. błędne koncepcje (*misconceptions* – to termin pierwotny), naiwne koncepcje (przekonania, teorie), wiedzę intuicyjną (dziecinna), prekoncepcje (*preconceptions*). Występowanie koncepcji alternatywnych jest powszechne we wszystkich obszarach nauki i nie dotyczy wyłącznie uczniów i studentów. Wynika to chociażby z psychologii uczenia się. To co z nowo poznawanych treści jest trudne do zrozumienia uczący się stara się zracjonalizować i zrozumieć w oparciu o swą dotychczasową wiedzę, budując własne alternatywne koncepcje i tworząc z nich alternatywne struktury (*alternative frameworks*). Jest to jedna ze wspólnych przyczyn KA u uczących się na całym świecie i z tego powodu trudno je wyeliminować.

Badania rodzajów *misconceptions* w obszarze przedmiotów przyrodniczych są prowadzone na świecie od lat 70-tych ubiegłego wieku, a literatura przedstawiająca ich wyniki jest niezwykle bogata. Zaczęły się one rozwijać gdy na podstawie wyników analizy osiągnięć uczniów z przedmiotów przyrodniczych stwierdzono, że niezależnie od systemu edukacyjnego i kultury, w pewnych obszarach wiedzy obserwuje się podobne lub takie same błędy w zakresie rozumienia pojęć oraz interpretacji zjawisk i zaczęto dociekać czym jest to spowodowane. Wyniki badań nad tym, co ostatecznie nazwano koncepcjami alternatywnymi, w różnych dyscyplinach naukowych i na różnych poziomach edukacji jest bardzo obszerna, a przy tym badania takie prowadzone są w większości krajów. Jednym z najobszerniejszych opracowań opisujących rodzaje występujących u uczniów w Wielkiej Brytanii *misconceptions* związanych ze wszystkimi zagadnieniami ze szkolnych programów nauczania chemii, jest raport opracowany na zlecenie Brytyjskiego Towarzystwa Chemicznego przez Kind (Barker) V. (2004). Autorka oprócz identyfikacji koncepcji alternatywnych stawia także diagnozy ich przyczyn i proponuje remedia. Przegląd literatury dotyczącej występowania koncepcji alternatywnych z chemii w innych krajach pozwala stwierdzić, że występują one we wszystkich obszarach nauczanych treści. Są wśród nich takie, które są wspólne, bez względu na różnice programowe, kulturowe i wiekowe poddawanych badaniu grup. Dotyczy to zwłaszcza zagadnień o większym stopniu złożoności, wymagających szczególnej dydaktycznej dbałości w ich nauczaniu.

W Polsce źródłem informacji o stanie wiedzy uczniów są egzaminy zewnętrzne, jednakże analiza wyników matur z chemii nie daje obrazu uczniowskich koncepcji. Forma i

treści zadań z arkuszy maturalnych pozwalają zdiagnozować braki umiejętności i wiedzy, ale nie jej wypaczenia. Te ujawniają się podczas definiowania i interpretacji pojęć, przy argumentowaniu, wyjaśnianiu i uzasadnianiu przebiegu zjawisk. Rozwiązania zadań typu *Wyjaśnij ...*, *Uzasadnij ...*, trudno jest obiektywnie ocenić w skali {0/1}, stąd arkusze egzaminacyjne zawierają ich niewiele. Należą też do tych, które w ocenie wypadają słabo. Rozpoznawanie koncepcji alternatywnych wymaga innych metod diagnozowania stanu wiedzy i innego rodzaju narzędzi.

Przyczyny KA mogą być wielorakie i nie zawsze możliwe jest postawienie tu jednoznacznej diagnozy. Szczególnie znaczący wkład w ich powstawaniu mają podręczniki. Poprzez dobór i układ materiału nauczania sugerują one sposób nauczania, a tym samym uczenia się. Powinny dostarczać odpowiednich materiałów poglądowych do uzasadnienia i uwiarygodnienia nauczanych treści, co niekoniecznie ma miejsce. Odpowiednia zawartość podręcznika sprawia, że jest on środkiem dydaktycznym chętnie wykorzystywanym w trakcie lekcji lub jako załącznik dla pracy pozalekcyjnej ucznia. Kwestie poziomu merytorycznego podręczników, proponowanego przez nie ujęcia dydaktycznego, dostosowanie ilości informacji i sposobu ich przekazu do możliwości percepcyjnych ucznia, chronologia zagadnień, jak i sam język przekazu mają wpływ na jakość wiedzy uczniów.

Niniejsza praca jest efektem badań nad koncepcjami alternatywnymi, spowodowanymi przez podręczniki, którymi posługują się polscy licealiści. Do badań tych wybrano część zagadnień z rozszerzonego zakresu nauczania chemii w liceum, uważanych przez nauczycieli jako jedne z trudniejszych. Są to **elementy chemii kwantowej** w opisie atomów i cząsteczek, **termochemia**, **równowagi chemiczne i kinetyka reakcji chemicznych**. Ze względu na ograniczony zakres programowy wymagań z kinetyki chemicznej w przeprowadzonych w tej pracy badaniach aspekty kinetyczne reakcji zawarto w niektórych zadaniach dotyczących energetyki i równowag reakcji. Stwierdzono bowiem, zarówno w podręcznikach, jak i innych materiałach dydaktycznych, obecność KA polegających na niepoprawnej interpretacji kinetycznej strony zjawisk.

Pierwszym etapem niniejszej pracy, mającym istotny wpływ na kolejne etapy, była analiza treści używanych aktualnie w Polsce podręczników chemii do kształcenia w zakresie rozszerzonym. Pozwoliło to na określenie możliwych koncepcji alternatywnych, które mogą być skutkiem zawartego w nich przekazu. W treściach podręczników zdarzają się merytoryczne uchybienia, a w sposobie ujęcia dydaktycznego niektórych zagadnień występują niedopowiedzenia oraz brakuje istotnych informacji. Może to prowadzić do bezpośredniego przejęcia koncepcji alternatywnych z podręcznika, bądź pojawienia się takowych w wyniku uprawnionej interpretacji niejasnego lub niekompletnego przekazu.

Sprawdzenie hipotez dotyczących możliwych KA polegało na analizie wyników odpowiednio skonstruowanych testów, które przeprowadzono w klasach o profilu biologiczno – chemicznym w trzech zamojskich liceach. Test składał się z zadań wielokrotnego wyboru nie wymagających od uczniów wykonywania obliczeń. Celem tych zadań było stwierdzenie jak uczniowie rozumieją i stosują wybrane pojęcia i teorie występujące w programach nauczania chemii oraz czy potrafią łączyć koncepcje z różnych obszarów nauczania, np. określić kierunek przepływu energii wykorzystując w jednym zadaniu wiedzę z zakresu teorii wiązań chemicznych i termochemii. Dystraktory dobrano tak, aby na podstawie rozkładu odpowiedzi można było ocenić częstotliwość zakładanych KA. Wyniki badań w wielu przypadkach potwierdziły występowanie zakładanych koncepcji alternatywnych, czasami w stopniu zaskakująco wysokim. W niektórych przypadkach widoczne jest wyraźne zróżnicowanie ich częstości w zależności od szkoły. Zróżnicowanie takie przynajmniej w części należy przypisać wpływowi stosowanego podręcznika.

Informacje uzyskane w efekcie tej pracy mogą posłużyć twórcom programów nauczania chemii, autorom podręczników i nauczycielom chemii jako pomoc w planowaniu

swej pracy. Sposób nauczania szczególnie trudnych zagadnień i jego rezultaty powinny być krytycznie analizowane, a celowość obecności lub braku pewnych treści w programach nauczania, okresowo weryfikowane. Wskazane jest, aby dyskusja na takie tematy stale toczyła się w środowisku nauczycieli i dydaktyków chemii i prowadziła do okresowych zmian w podstawie programowej, programach nauczania i podręcznikach. Jej forum może stanowić choćby czasopismo *Chemia w Szkole*, od wielu lat wspomagające nauczanie tego przedmiotu.

2. Konceptcje alternatywne w edukacji chemicznej

2.1. Trudności w procesie uczenia się chemii

Chemia w opinii uczniów na całym świecie należy do tych szkolnych dyscyplin, których uczenie się sprawia szczególne trudności, już od poziomu obligatoryjnego nauczania. Złożoność nauczanych zagadnień wynikająca z różnorodności uwarunkowań zjawisk wchodzących w zakres wiedzy chemicznej, to jedynie część przyczyn uczniowskich kłopotów z tym przedmiotem szkolnym. Pozostałe mają związek z zawartością szkolnych programów nauczania, udziałem przedmiotów przyrodniczych w treściach kształcenia na poszczególnych poziomach edukacji, strukturą edukacji i niewątpliwie ze sposobem nauczania chemii.

Uczenie się i nauczanie chemii stało się trudniejsze niż dawniej nie tylko z powodu dynamicznego rozwoju nauk przyrodniczych. Od lat 60-tych ubiegłego stulecia w programach nauczania chemii na całym świecie dokonywała się rewolucja. Nauczanie chemii wcześniej miało charakter opisowy, a sukces szkolny wynikał z umiejętności zapamiętywania i kojarzenia faktów. Pomagały w tym uczniom proste i jednoznaczne reguły. Na przykład reakcja zobojętnienia to była reakcja kwasu, związku o określonym składzie, z zasadą - wodorotlenkiem. Produktami tej reakcji były zawsze sól i woda (Kuśmierczuk, 2003). Wzór soli składano z elementów wzorów obu substratów (metal i reszta kwasowa), przy czym przykłady zapisów takich reakcji zawierały często wzory wodorotlenków i soli, które nie istnieją lub nie są możliwe do otrzymania na takiej drodze, jaką przedstawiały równania reakcji. Na poziomie opisu mikroskopowego reagentami w tych reakcjach były wyłącznie „cząsteczki”. Forma zapisu równań tych reakcji była wyłącznie cząsteczkowa. „Cząsteczkowość” budowy soli eksploatowano zapisując ich struktury w postaci tzw. wzorów kreskowych. Na podstawie takiego modelu wyciągano nieuprawnione i często nieprawdziwe wnioski na temat możliwego i niemożliwego składu tych związków. Można tu przytaczać kolejne przykłady zagadnień, których sposób nauczania uległ radykalnej zmianie, oraz takich, których wcześniejsze programy nie zawierały, a obecnie są one przyczyną licznych problemów u uczących się chemii. Po ukończeniu szkoły określonej wówczas jako średnia, tylko nieliczna grupa absolwentów podejmowała studia na kierunkach, gdzie wiedza chemiczna była istotnym elementem przygotowania do zawodu, ucząc się w ich trakcie już „prawdziwszej” chemii.

Po reformach programowych wiedzę przyrodniczą w szkołach zaczęto przedstawiać w inny sposób. W przypadku chemii pierwsze wprowadzenie w problematykę rozpoczyna się od przedstawienia budowy atomu, wiązań chemicznych i prawa okresowości, tak więc przekaz na niższych poziomach edukacji ma obecnie taki porządek, który wcześniej występował dopiero na poziomie akademickim. Programy nauczania mają taką strukturę i zawartość, które ze szkolnej chemii czynią dyscyplinę naukową. Wnioskowanie coraz częściej ma charakter dedukcji, zaś zasób informacji którymi dysponuje uczeń o makroskopowych cechach substancji i ich przemian jest nader skromny. Sprawia to, że nie jest on pewny swojej wiedzy, jej poprawności i przydatności. Jeśli wcześniej był przekonany, że każdy problem w naukach określanych mianem „ściśle” ma tylko jedno poprawne rozwiązanie, może czuć się w obliczu różnych interpretacji i wielości rozwiązań zagubiony i bezradny.

Chemia stała się przedmiotem opartym na ogólnych koncepcjach opisujących strukturę i właściwości materii, lecz wiele z nich ma charakter abstrakcyjny (Taber, 2002). Są one ważne, bo bez nich w dalszej nauce nie da się zrozumieć kolejnych koncepcji, praw i zależności (Zoller, 1990; Nakleh, 1992; Ayas & Demirbas, 1997; Coll & Treagust, 2001; Nicoll, 2001). Niektóre z pojęć chemicznych dotyczą bytów materialnych (np. pierwiastek, sól, roztwór) i uczniowie mogą je zobaczyć i własnoręcznie zbadać. Efekty towarzyszące niektórym z procesów (rozpuszczanie, spalanie, destylacja) są również możliwe do

zaobserwowania. Natomiast wiele innych terminów chemicznych ma charakter abstrakcyjny (np. orbital, wiązanie chemiczne, chmura elektronowa), bądź są to obiekty fizyczne lub zjawiska zmysłowo nieobserwowalne, jak atom, elektron, dysocjacja. Obecnie nawet podręczniki do początkowego nauczania chemii już w pierwszych rozdziałach traktują o budowie atomu, prawie okresowości, wiązaniach chemicznych, a następnie wprowadzają równania chemiczne i podstawy obliczeń stechiometrycznych. Dopiero później wprowadzają opis substancji i ich przemian na poziomie makroskopowym. Liczba nowych pojęć, z którymi uczeń styka się na lekcjach chemii jest duża, a równocześnie towarzyszy im gęsta sieć związków i zależności. To dla 14 latka musi być trudne. Opinie dydaktyków na temat nowego sposobu przedstawiania podstaw wiedzy chemicznej są podzielone. Stavy (1988), badając argumentacje stosowane podczas opisu zjawisk fizycznych przez uczniów w początkowym okresie poznawania wiedzy chemicznej, poddał w wątpliwość sens nauczania teorii atomistycznej przed tym, zanim poznają oni naturę materii na poziomie makroskopowym. Z kolei Gabel (1987), Ericsson (1985), Viennot (1997) uważają, że opis mikroskopowy jest konieczny od początku kształcenia przyrodniczego i powinien spleść się z fenomenologicznym opisem. W podręcznikach szkolnych autorzy wybierają jedną z tych koncepcji, ale z powodu ograniczania czasu przewidzianego na edukację przyrodniczą ta druga prezentowana jest coraz częściej.

Kolejnym poważnym utrudnieniem dla ucznia w opisie mikroskopowym substancji i ich przemian jest brak odpowiedniej, niekiedy wręcz elementarnej wiedzy z fizyki. Nauka o elektryczności, podstawa do zrozumienia oddziaływań w atomie i między atomami, pojawia się dopiero w ostatniej klasie gimnazjum. W pierwszej klasie braki te musi kompensować nauczyciel i podręcznik chemii. W nauczaniu przedmiotowym, gdzie twórcy programów do nauczania każdego z przedmiotów przyrodniczych kierują się specyfiką, potrzebami i logiką własnego przedmiotu, trudno jest o skorelowanie zarówno doboru jak i chronologii nauczania treści programowych. Chociaż część tych treści jest wspólna, to sposób ich prezentacji bywa odmienny. Uczeń przyjmuje wówczas jedną, zazwyczaj tę prostszą wykładnię. Jeśli pochodzi ona z lekcji biologii, to może być niespójna z przekazem innych treści na lekcjach chemii.

Wymagany do obliczeń chemicznych w liceum aparat matematyczny nie jest zbyt skomplikowany, lecz mimo to wielu uczniów ma trudności z obliczeniami stechiometrycznymi. Dodatkowym utrudnieniem może być dla nich wprowadzanie przez nauczycieli chemii odmiennej formy zapisu proporcji (tzw. reguła trzech), od tej znanej z lekcji matematyki. Wiązanie ilościowych zależności substancji chemicznych z równaniem chemicznym, abstrakcyjną formą zależności, okazuje się dla wielu skomplikowane. Szczególnie trudne dla uczniów jest stosowanie w zadaniach koncepcji mola i wielkości molowych (Gilbert & Watts, 1983).

Na poziomie akademickim przyczyną trudności jest duży stopień złożoności pewnych pojęć i koncepcji. Mulford (1996) zaobserwował, że postępy studentów jeśli chodzi o znajomość pojęć chemicznych po kursie chemii ogólnej były marginalne. Nawet ci, którzy ukończyli kurs z najwyższą oceną, w teście badającym rozumienie pojęć chemicznych odpowiedzieli poprawnie na 12,2 pkt z 22 możliwych. Można więc uzyskać na egzaminach wysoką ocenę posiadając spory zasób KA, bo wymagania na egzaminach rzadko sprowadzają jak uczeń interpretuje pojęcia i koncepcje. Nakhleh i Mitchell (1993) przebadali sześćdziesięciu amerykańskich studentów wstępnego kursu chemii uniwersyteckiej. Na egzaminie badacze ci połączyli w pary zadania o charakterze algorytmicznym z pytaniami dotyczącymi rozumienia koncepcji z tego samego zakresu wiedzy. Tylko 49 % uczniów, którzy uzyskali dobre wyniki w części algorytmicznej testu, poprawnie odpowiedziało na pytania dotyczące samych koncepcji.

Zasadnicza trudność chemii jako przedmiotu szkolnego wynika z konieczności postrzegania, opisu i interpretacji zjawiska chemicznego równocześnie na trzech poziomach (Gabel, 1999; de Jong i Taber, 2007):

- submikroskopowym, tj. na poziomie molekularnym, gdzie należy brać pod uwagę budowę cząstek chemicznych, wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe;
- makroskopowym, tj. obserwowalnych właściwości i zjawisk;
- symbolicznym, albo inaczej reprezentacji, (wzory, równania chemiczne i inne modele).

Poziomy te przenikają się wzajemnie i trudności jakie napotyka uczeń w jednym z nich, przenoszą się na pozostałe. Wyjaśnianie zależności i różnic między tym trzema poziomami opisu wg opinii Johnston (1991), powinno być elementem treści programów nauczania. W tych wzajemnych związkach gubią się nie tylko uczniowie. Przykładem wręcz modelowym, bo występującym w wielu szkolnych podręcznikach (nie tylko polskich), niespójności w tych relacjach jest reakcja sodu z chlorem. Ta ewidentnie egzotermiczna reakcja spalania na poziomie symbolicznym zapisywana jest jako reakcja cząsteczek gazowego chloru ze stałym sodem. Na poziomie submikroskopowym modelowana jest jako przekształcanie atomów chloru i wyizolowanych z sieci metalicznej atomów sodu w jony. To są dwie fizycznie odmienne sytuacje, a nie ten sam proces. Efekt egzoenergetyczny tej reakcji objaśniany bywa jako skutek uzyskiwania oktetu elektronowego w wyniku przekształcania atomów, podczas gdy suma energii jonizacji i powinowactwa elektronowego dałaby efekt endotermiczny. Mamy tutaj w opisie obserwowalnego zjawiska zarówno niewłaściwy opis molekularny, jak też błędną jego reprezentację.

Elementy termodynamiki chemicznej, tj. termochemia i równowagi, wybrane jako jeden z przedmiotów analizy w niniejszej pracy, to zagadnienia, które na całym świecie prowadzą to tych samych błędnych interpretacji. Przekaz wiedzy z tego zakresu odbywa się niemal wyłącznie na najbardziej abstrakcyjnym i **najtrudniejszym dla uczniów poziomie**, tj. poziomie reprezentacji. Zagadnienia termodynamiki chociaż mają bezpośredni związek z obserwowalną rzeczywistością są ze swej natury teoretyczne i formalne. Ich zrozumienie i poprawne posługiwanie jako narzędziem analizy zjawisk wymaga solidnego przygotowania. Jeżeli autor podręcznika dla licealistów jest świadomy zakresu stawianych uczniom wymagań i ograniczeń co do możliwych sytuacji dydaktycznych na egzaminie, to może ulec pokusie nadmiernego upraszczania i „ułatwienia” uczniowi przygotowanie się do egzaminu. Przenoszenie wiedzy z poziomu symboli na poziom makroskopowy wymaga tutaj szczególnej dyscypliny w rozumowaniu. Wniosek wynikający z twierdzenia jest prawdziwy, jeżeli są spełnione założenia, które leżą u jego podstaw. Jeżeli przedstawiane są uczniowi tylko tezy pewnych twierdzeń, bez wskazywania warunków, to przyjmie je on jako prawdy absolutne. W wielu sytuacjach stosowanie takich „praw nauki” zaprowadzi go na manowce. Już samo stwierdzenie, że opisana sytuacja reprezentuje stan równowagi, a nie przypominający go stan stacjonarny, wymaga starannej analizy. Posługiwanie się w nauczaniu prostymi analogiami równowag chemicznych zaczerpniętymi z makroświata pozwala przybliżyć uczącemu się tylko niektóre ich aspekty. Dla wyjaśnienia wszystkich uwarunkowań równowag nie jest to zatem zbyt użyteczny środek dydaktyczny.

Dynamiczny charakter równowag chemicznych pozwala łatwo wyprowadzić prawo równowagi (prawo działania mas) z rozważań kinetycznych tylko wówczas, gdy dotyczy reakcji elementarnej. Zazwyczaj nie można stwierdzić czy mamy do czynienia z takim przypadkiem, stąd też opisy reakcji od strony kinetycznej i termodynamicznej tutaj rozchodzą się. W opisie na poziomie makroskopowym kinetyka ograniczona jest do opisu układów dalekich od stanu równowagi. Jej podstawowe pojęcie, szybkość reakcji, definiowana jest na poziomie makroskopowym. W stanie równowagi ma ona wartość zero, podczas gdy w opisie

kinetycznym na poziomie drobinowym szybkości wzajemnie odwrotnych procesów są wówczas równe i niezerowe, ale też niemierzalne! Kineetyka chemiczna jest trudna zarówno dla licealisty, jak i nauczyciela, ponieważ wymaga operowania równocześnie na poziomach molekularnym (zderzeń cząsteczek, ich energii i wzajemnych orientacji), modelach teoretycznych (są tutaj dość złożone matematycznie) i danych empirycznych (Justi, 2002). To te ostatnie przesądają o postaci równań kinetycznych, ale polski licealista nie ma matematycznych umiejętności obliczania chwilowej szybkości reakcji na podstawie zależności stężeń od czasu. Szybkość chwilową ma podaną jako jedną z wartości tabelarycznych, lecz nie wie jak została uzyskana. Przenoszenie wartości temperatury, parametru makroskopowego, na energie cząsteczek gazu wymaga wiedzy o rozkładzie energii. Stąd z powodu jej braku wynikają problemy z interpretacją profili energetycznych reakcji. Uwzględnienie czasu jako kolejnej zmiennej w opisie zjawisk dodatkowo komplikuje to zagadnienie. O ile zmiana w czasie stężeń reagentów i szybkości reakcji może być wyjaśniona i zrozumiana, to już przedstawienie takiej zależności dla energii jest ryzykowne. Przemiany energii w czasie aktu molekularnego reakcji poprawnie przedstawia K. Pazdro (1990) w swojej *Dydaktyce Chemii*, lecz spotykane w niektórych podręcznikach i w innych materiałach dydaktycznych profile reakcji, gdzie zmiana energii kolejnych stadiów molekularnych przedstawiana jest w funkcji czasu, to czyste nieporozumienie. Tym niemniej mieszanie w opisie przebiegu procesu jego aspektu kinetycznego z termodynamicznym jest powszechne (Logan, 1984). Mylenie czynników wpływających na rozpuszczalność substancji (wielkość równowagowa) i szybkość rozpuszczania przez gimnazjalistów jest powszechne, co potwierdzają wieloletnie doświadczenia nauczycielskie autora.

Szczególnie trudnym w uczeniu się i w nauczaniu obszarem wiedzy są zagadnienia związane z teorią kwantową. Wysoce abstrakcyjny i nieintuicyjny charakter pojęć z tej dziedziny jest przyczyną wielu błędnych przekonań co do znaczenia wymaganych od uczniów pojęć. Wg Stefani i Tsaparlisa (2009) powodem wielu problemów jest sposób nauczania podstawowych koncepcji kwantowych. Wciąż popularny w szkolnych programach deterministyczny model atomu Bohra umieszcza się obok modelu kwantowego, co skutkuje mieszanym przez uczniów koncepcji i pojęć z obu tych teorii.

Sposoby przybliżania i upraszczania, czyli popularyzacja tych zagadnień wyglądają różnie, bo mają charakter autorskich propozycji. W nauczaniu licealnym przekaz powinien zostać ujednolicony, skoro ujednolicono wymagania i kryteria poprawności na egzaminach zewnętrznych. Otwartym pozostaje pytanie, jaki powinien być kanon wiedzy z teorii kwantowej polskiego licealisty po podstawowym kursie fizyki i rozszerzonym chemii. Optymalnym rozwiązaniem byłby model nauczania, w którym oba te przedmioty przyrodnicze miałyby podobną rangę i przedstawiały spójny, wzajemnie uzupełniający się przekaz. Zespół amerykańskich badaczy (Garik, Kelly & all., 2005) opracowując projekt unowocześnienia nauczania chemii ogólnej po roku 2050, przewiduje, że rozwój technologii będzie wymagał od obywateli lepszego rozumienia koncepcji kwantowych, a to będzie wymagało nowych metod ich nauczania. Badając wpływ różnych czynników na możliwe przyczyny niechęci nauczających chemii ogólnej do przedstawiania w swoich wykładach zagadnień chemii kwantowej stwierdzili, że są nimi głównie:

1. brak na realizowanym poziomie kształcenia spójnego modelu chemii kwantowej
2. przekonanie, że ich uczniowie nie są w stanie opanować tak abstrakcyjnych zagadnień
3. przekonanie, że koncepcje teorii kwantowej nie należą w chemii do tych najważniejszych.

Podczas prezentacji wyników badań na posiedzeniu American Society of Chemistry, większość zebranych wyraziła w kwestiach związanych z nauczaniem teorii kwantowej swój

krytycyzm, ale w kuluarowych rozmowach nauczyciele tak szkół średnich, jak i wyższych, otwarcie przyznawali, że ich własna wiedza z mechaniki kwantowej jest daleka od tej, jaką chcieliby posiadać. To najdobitniej przekonuje o jak poważnymi trudnościami zmagają się tu uczniowie i nauczyciele.

Szczegółowe rozwinięcie trudności związanych z nauczaniem i uczeniem się zagadnień związanych z opisaną tu problematyką znajduje się w dalszej części tej pracy.

2.2. Czynniki decydujące o powstawaniu koncepcji alternatywnych z chemii

Jedną z istotnych konsekwencji przedstawionych w poprzednim podrozdziale trudności w procesie uczenia się chemii jest pojawianie się w systemie wiedzy chemicznej opanowanej przez uczniów niepożądanych przekonań i wyobrażeń co do istoty przebiegu i uwarunkowań pewnych zjawisk, oraz sposobu rozumienia naukowych koncepcji. W literaturze z dziedziny dydaktyki przedmiotów przyrodniczych używa się do ich określenia różnych nazw. Nawet wśród ekspertów opinie co do terminologii są podzielone i można tam spotkać takie określenia niepożądanych wyobrażeń uczniowskich jak wiedza: *intuicyjna, nieformalna, naiwna, alternatywna, uprzednia, potoczna, z życia codziennego, etc.* Wiedza ta może dotyczyć niewłaściwego rozumienia pojęć, modeli, teorii, wadliwych sposobów wyjaśnienia zagadnień, nieprawidłowo ukształtowanych struktur pojęciowych i innych błędnych koncepcji. Taka wielorakość określeń stanu wiedzy wynika z różnorodności czynników, które mogą do nich prowadzić. Jeżeli nabyta wiedza i wynikające z niej przekonania i wyobrażenia o naturze przyrody różnią się od tego, co obecnie jest akceptowane w środowiskach naukowych, określa się je najczęściej w literaturze anglojęzycznej mianem ***misconceptions***. Stwierdzono, że *misconceptions* występują nie tylko u uczących się na wszystkich poziomach edukacji, ale także u osób z przedmiotowym wykształceniem akademickim. Po latach okazywało się, że pewne naukowe teorie należy uznać za *misconceptions*. Rozwój nauki prowadzi do ciągłej weryfikacji stanu naszej wiedzy. Termin ten ma pejoratywne skojarzenia związane z błędnym rozumowaniem, podczas gdy stan taki może być także efektem logicznego wnioskowania, np. na podstawie niejednoznacznych przesłanek, bądź nieefektywnych modeli. *Misconceptions* mogą być rezultatem formalnego kształcenia i wynikać ze sposobu nauczania na wszystkich poziomach edukacji. Stąd preferowane są obecnie określenia neutralne w odbiorze, takie jak: ***preconceptions*** i ***alternative conceptions***. Niektórzy z autorów niuansują jeszcze dodatkowo znaczenie tych terminów. K. Taber (2002) posługuje się dwoma określeniami:

- Koncepcja alternatywna (*alternative conception*) – w odniesieniu do pojedynczej idei
- Struktura alternatywna (*alternative framework*) – w stosunku do zespołu idei lub struktury pojęć

W niniejszej pracy dla obu tych przypadków będzie używane określenie **koncepcja alternatywna (KA)**, natomiast w odniesieniu do pewnych metodologii nauczania przyjętych przez autorów podręcznika, które prowadzą do KA u ucznia – błąd dydaktyczny.

Ustalenie jednoznacznej genezy koncepcji alternatywnych (KA) licealistów w zakresie wiedzy chemicznej nie jest zazwyczaj możliwe. Ich pochodzenie może być różne. Część z nich uczniowie wnoszą wraz z tzw. wiedzą uprzednią (*prior knowledge*) nabytą podczas wcześniejszych etapów kształcenia lub pochodzącą z własnych obserwacji i przemyśleń. Składają się na nią pewne ukształtowane już wcześniej przekonania i wyobrażenia co do natury i właściwości materii, oraz sposobów ich opisu. Niektórzy autorzy włączają do wiedzy uprzedniej także brak znajomości pewnych zagadnień, które deklaratywnie powinny być obecne w strukturze poznawczej ucznia, a także fragmentację jego wiedzy, tj. nie dostrzeganie powiązań pomiędzy jej elementami.

Źródła **wiedzy uprzedniej** mogą być rozliczne. Pierwszym z nich są codzienne życiowe doświadczenia i obserwacje uczniów oraz telewizja, prasa i coraz częściej Internet. Jednym z zaniedbań nauczycieli jest nieuwzględnianie w nauczaniu wiedzy uprzedniej, czyli tego co już jest obecne w umysłach młodych ludzi. Ich preconcepje mogą kierować interpretację nauczanych treści w niezamierzonym przez ich nadawcę kierunku i działać jako przeszkoda w poznawaniu współcześnie obowiązujących wykładni naukowych zagadnień (Taber, 2003). Jest ona również rezultatem formalnego instruowania ucznia w szkole i przez podręczniki. Jeżeli wiedza uprzednia ucznia zawiera utrwalone błędne przekonania, to jej interakcja z nowym materiałem w trakcie dalszego kształcenia może przyczyniać się do

powstawania dalszych KA. W tej pracy ograniczono się do analizy tylko takiej wiedzy uprzedniej, którą uczeń wynosi ze szkoły, głównie z gimnazjum, a która wynikać może z obowiązujących na tym poziomie kształcenia programów nauczania i podręczników. Ich treść można prześledzić i na tej podstawie przewidzieć, jakie koncepcje alternatywne uczniów mogą być skutkiem ich lektury, bądź nauczania zgodnie z wykładnią zawartą w podręczniku.

Do najważniejszych zagadnień chemicznych, poznanych wcześniej przez uczniów, do których powinien się odwołać się nauczyciel chemii nauczający na wyższych poziomach kształcenia, należą budowa atomu i wiązania chemiczne. Uczeń musi wówczas poznać nowe sposoby opisu tych samych obiektów i zjawisk na wyższym poziomie abstrakcji, przy użyciu innych modeli. Te nowe modele są trudniejsze do zrozumienia i powinny być uwiarygodniane przykładami takich zastosowań, które byłyby w stanie wykazać ich wyższość nad stosowaną dotychczas teorią. Jeżeli uczeń zdoła wyjaśnić sobie przedstawiane przez nauczyciela problemy za pomocą poznanych wcześniej prostszych narzędzi, to zazwyczaj pozostaje przy swojej uprzedniej wiedzy, odrzucając nowelę jako zbędny balast. Poza chemią, również inne nauczane w szkole przedmioty przyrodnicze także wnoszą wkład w uprzednią wiedzę chemiczną ucznia i mogą mieć w dalszych etapach nauczania wpływ na kształtowanie jego wiedzy z chemii.

Wśród preconcepcji obecnych już w umysłach uczniów przychodzących do liceów są też KA. W trakcie nauczania odpowiednich zagadnień w liceum należałoby je rozpoznać i próbować wykorzystać. Istnieje bogata literatura, gdzie oferowane są stosowne metody i narzędzia diagnozy, ale wystarczy gdy nauczyciel zapozna się z przekazem odnośnych treści w podręcznikach gimnazjalnych, aby samodzielnie podjąć odpowiednie działania. To, że uczniowie posiadają już pewną wiedzę o atomach i wiązaniach chemicznych, i że różni się ona od tej, które przyjdzie im przyswoić, powinna wręcz wymusić na nauczycielu zapoznanie się z zawartością programów i podręczników z wcześniejszych etapów kształcenia, chociażby w tym zakresie. Nauczyciel, a zwłaszcza autor podręcznika, powinni być świadomi jakim zasobem wiedzy dysponuje uczeń, którego chemiczną wiedzę przyjdzie im dalej kształtować. Mogą w trakcie nauczania odwołać się do znanych uczniowi zjawisk i faktów, co przyspiesza proces uczenia się, bądź wykorzystać taką wiedzę jako kontrast dla nowego materiału nauczania.

Wieloletnie badania w obszarze nauczania przedmiotów przyrodniczych dotyczące blokującego wpływu posiadanej przez uczniów wiedzy na właściwe poznawanie jej nowych elementów pozwoliły na stworzenie typologii takich barier (blokad). Typologia ta nie ma mocnych uzasadnień na gruncie psychologii edukacyjnej. Ma znaczenie przede wszystkim pedagogiczne, tj. ma ułatwiać nauczającym podjęcie stosownych działań (Taber, 1995). **Zerowa bariera** to sytuacja, w której uczeń z jakiegoś powodu nie posiada informacji koniecznych do uczenia się nowego materiału, bądź nie widzi związku między nowym materiałem i posiadaną już wiedzą. Jeżeli odpowiedni materiał jest obecny w strukturze poznawczej ucznia, ale nie dostrzega on jego przydatności w nowej sytuacji, to rolę nauczyciela w takim przypadku jest ujawnić uczniowi ten związek i umożliwić w ten sposób transfer nowej wiedzy. Takie przypadki nauczyciel może wyłowić na początku nowego kursu chemii, np. poprzez test wstępnej diagnozy. Wtedy może on usunąć taką barierę poprzez wstępne nauczanie (o ile istnieje taka możliwość), lub restrukturyzując materiał nauczania, np. stosując analogie łączące.

W przeciwieństwie do zerowej blokady, **trwale bariery** wynikają z posiadania przez uczącego się zakładanej wiedzy. Wiedza ta może tworzyć także spójną strukturę. Tutaj przede wszystkim pojawia się pole do rozwoju KA. Nowy materiał wydaje się uczniowi niespójny z jego wiedzą uprzednią. Jeżeli ta wiedza to jego intuicyjne wyobrażenia o świecie przyrody, to określa się to jako *barierę ontologiczną*. Natomiast gdy prezentowany materiał jest niespójny ze strukturą poznawczą ucznia ukształtowaną w wyniku wcześniejszego, formalnego

nauczania, jest to *bariera epistemologiczna*. Tę ostatnią przeszkodę w nauczaniu nauczyciel może przewidzieć, o ile zapozna się z odpowiednią literaturą, w tym podręcznikami szkolnymi z wcześniejszych etapów kształcenia. Trwałe bariery mogą prowadzić podczas uczenia się do kilku rezultatów:

- Braku dalszych zmian w strukturze poznawczej, tj. nie występuje tu uczenie się.
- Nowy materiał prowadzi do zmian w strukturze poznawczej, ale aby zachować jego spójność z dotychczasową wiedzą, jest reinterpretowany przez ucznia tak, że przekształca się w KA.
- Uczenie się ma miejsce, ale aby uniknąć sprzeczności, nowy materiał nie jest łączony w zamierzoną strukturę, lecz jest wbudowywany inaczej (*alternative network*), co prowadzi do fragmentarycznego uczenia się.

Aby uniknąć takich rezultatów nauczyciel powinien pomóc uczniowi ujawnić i przebudować jego strukturę poznawczą.

Konfrontacja dotychczasowej wiedzy uczniów odnoszącej się do danego zakresu treści z nowym sposobem opisu powinna prowadzić do dokonania się w jego umyśle zmiany koncepcji (*conceptual change*). Podstawą sukcesu edukacyjnego w tym zakresie jest uwzględnienie psychologii uczenia się. Kierujący się ideami konstruktywizmu, wybitny amerykański psycholog David Paul Ausubel (1978), zajmujący się psychologią edukacyjną, we wstępie do swojej książki *Educational Psychology: A Cognitive View*, pisze: „*Najważniejszym pojedynczym czynnikiem wpływającym na uczenie się jest to, co uczący się już wie. Ustalcie to i odpowiednio do tego uczcie go*”. Autor jest przekonany, że przyswajanie nowej wiedzy opiera się na tym co już znamy. Tak więc budowanie dalszej wiedzy zaczyna się od obserwacji oraz poznawania zjawisk i obiektów za pomocą koncepcji, które już posiadaliśmy. Uczymy się poprzez budowanie siatki pojęć, ciągle ją uzupełniając. Mapa koncepcji (mapa mentalna) rozwinięta przez Novaka (1977) jest narzędziem edukacyjnym, które wykorzystuje ten aspekt przekazywania wiedzy poprzez przedstawienie współzależności pojęć, obrazów czy słów. Technika ta jest przez polskich nauczycieli chemii chętnie stosowana jako jedna z tzw. technik aktywizujących. Teoria Ausubela skupia się na uczeniu się przez zrozumienie (*meaningful learning*). Zgodnie z tą teorią, aby uczyć się ze zrozumieniem, musimy łączyć nową wiedzę ze znanymi nam koncepcjami. Ta nowa wiedza musi wchodzić w interakcję z istniejącą strukturą wiedzy uczącego się. Przeciwnieństwem *meaningful learning* jest uczenie się poprzez zapamiętywanie (*rote learning*). Tutaj również nowe informacje są wbudowywane w istniejącą strukturę wiedzy, ale bez interakcji. Podobnie jak Piaget, Ausubel uważa, że zrozumienie koncepcji, zasad i pojęć osiąga się na drodze rozumowania dedukcyjnego. W uczeniu się w środowisku szkolnym ważniejszy jest dla niego prawidłowy odbiór przekazywanej wiedzy, niż uczenie się przez odkrywanie. Nie deprecjonuje tej ostatniej metody, ale uważa, że nie jest ona w praktyce szkolnej zbyt efektywna. W uczeniu się przez zrozumienie musi wystąpić zrozumienie zależności pomiędzy pojęciami, co sprzyja ich zakotwiczeniu w pamięci trwałej.

Reasumując, najważniejszą wiedzą pedagogiczną jaką powinien posiadać nauczyciel aby uczyć efektywnie jest to, z jakimi wyobrażeniami na temat zagadnień programowych przychodzą jego uczniowie i jakie wnoszą po nauczaniu. Innymi słowy, nauczyciel powinien umieć określić jak zmienia się ich wiedza w trakcie i po zakończeniu nauczania (Lee, 2007).

Poza omówioną powyżej wiedzą uprzednią istnieje wiele innych istotnych źródeł KA nabywanych przez uczniów podczas poznawania wiedzy chemicznej. Są to kolejno:

- **Złożoność niektórych zagadnień** programowych i konieczność upraszczania ich opisu tak, aby stały się przystępne dla uczniów. Sama chemia jako przedmiot szkolnej edukacji należy w opinii uczniów, a także pokolenia ich rodziców do tych trudniejszych. Oprócz złożoności samych zagadnień, dodatkową trudność w uczeniu się stanowi wspomniana już wielowymiarowość treści chemicznych i wymóg interpretacji tego samego zjawiska

równocześnie na trzech poziomach: poziomie obserwacji (poziom makroskopowy), poziomie submikroskopowym (zachowania cząstek chemicznych) i symbolicznym (reprezentacji). Nawet autorzy podręczników chemii mają trudności z zachowaniem spójności takiego opisu. O problemach związanych z łączeniem tych wymiarów wiedzy chemicznej traktują artykuły takich autorów jak Johnstone (1991); Ebenezer (1991); Ravialo (1991); Gabel (1992); Harrisoon & Treagust (2000); de Jong & Taber (2007). Znaczna część wiedzy licealnej dotyczy zjawisk, których wyjaśnienie wymaga odwołania się do opisu submikroskopowego i zastosowania odpowiednich modeli teoretycznych. Dla uczących się chemii stosowanie takiej wiedzy do opisu realnego świata jest trudne. Podczas transferu między tymi trzema poziomami opisu ma miejsce duża ilość szczególnie trwałych KA (Osborne & Cosgrove, 1983; Bodner, 1991).

- **Zbyt duża liczba informacji** do zapamiętania, przy ograniczonej pojemności pamięci ucznia, to kolejna przyczyna KA. W programach chemii, a zwłaszcza w poddanych analizie w tej pracy obszarach, liczba nauczanych pojęć, modeli i teorii jest naprawdę duża. Zapamiętanie znaczenia ważnych terminów języka chemii i definicji kluczowych pojęć programowych jest koniecznością, bo umożliwia właściwy odbiór i poprawną interpretację przekazywanych treści. Również ilość koniecznej do zapamiętania wiedzy faktograficznej, np. znaczenia terminów chemicznych, charakterystycznych barw substancji, jest znaczna. Wymaga to od ucznia odpowiednich predyspozycji. Przy właściwym sposobie nauczania niektórych zagadnień można w pewnym stopniu ograniczyć ilość treści do zapamiętania. Przykładem może być wykorzystanie w obliczaniu efektów cieplnych reakcji właściwości funkcji stanu, czy zapisu prawa działania mas dla przewidywania zmian położenia równowag chemicznych, co pozwala uczniom unikać uczenia się na pamięć algorytmów obliczeniowych i szczegółowych przypadków reguły przekory.

Zawartość materiałów dydaktycznych, takich jak podręczniki, zeszyty ćwiczeń, zbiory zadań, a nawet arkusze maturalne to podstawowe źródła KA. Są wykorzystywane w trakcie każdej lekcji i poza szkołą, w pracy samokształceniowej ucznia, a w dodatku mają wpływ na przekonania i sposób nauczania nauczycieli. Wyznacznikiem dla ich zawartości są **programy nauczania**. Programy nauczania, które nie uwzględniają faktycznej wiedzy ucznia wnoszonej z wcześniejszej edukacji przyrodniczej (*prior knowledge*), bądź brakuje w nich odpowiednich przykładów zastosowań nowej wiedzy, dają małą szansę zmiany dotychczasowych koncepcji ucznia. Od sposobu przeniesienia z programów do podręczników tych treści, które integrują wiedzę z chemii, może zależeć to, czy unikniemy pewnych KA uczniów i czy uda się zweryfikować te wcześniej nabyte. Warunkiem właściwego wykorzystania takich elementów programów jest sensowny sposób przedstawienia odpowiednich zagadnień w podręczniku. Przez „sensowny” należy rozumieć: wewnętrznie spójny, tj. uwzględniający hierarchię praw i pojęć, oraz ukazujący ich wzajemną zależność, zrozumiały dla ucznia i poprawny merytorycznie.

Szczególnie istotne dla procesu dydaktycznego zagadnienia i o dużym stopniu złożoności powinny być nauczane w sposób pozwalający uczniowi zrozumieć ich istotę i umożliwić przyjęcie nowych koncepcji. Przedstawienie przykładów zjawisk, których wyjaśnienie wymaga zastosowania nowych, trudniejszych do zrozumienia i zaakceptowania teorii, jest w świetle modeli zmiany koncepcji wręcz powinnością. W przeciwnym razie jedyną motywacją do uczenia się będzie opanowanie sprawności rozwiązywania zadań egzaminacyjnych. Droga do osiągnięcia tak rozumianego celu może być drogą poprzez niedopuszczalne uproszczenia, uczenie się na pamięć algorytmów i schematów rozwiązań poprzez długotrwałe ćwiczenie na przykładach typowych zadań egzaminacyjnych. Jeśli chodzi o taki sposób realizacji tego celu, to może być on skuteczny w tym sensie, że uczeń osiągnie dobry wynik na egzaminie. Uproszczenia prowadzą często do koncepcji alternatywnych, a rutynowe powielanie schematów prowadzi do ich utrwalania. Istnienia

powstałych w ten sposób KA nauczający mogą nie być świadomi, bo kontrolują jedynie widoczny w rozwiązaniu rezultat pracy ucznia, a nie drogę, na której doszedł on do końcowych wniosków.

Różnorodność obszarów i kryteriów oceny podręcznika uwzględniana przez różne gremia ekspertów i przez użytkowników jest tak duża, że spełnienie wszystkich oczekiwań nie jest możliwe. W praktyce kryterium najważniejszym jest to, aby podręcznik zawierał treści nauczania zapisane w podstawie programowej i uwzględniał wskazany tam materiał nauczania. To podstawowy warunek dopuszczenia podręcznika do użytku szkolnego.

W Polsce po roku 2000 programy nauczania opracowują autorzy podręczników, lub sami nauczyciele, na podstawie obowiązującej **podstawy programowej i wymagań egzaminacyjnych** (dokumenty nadrzędne). Jest ich zatem wiele. W obowiązującej od 2012 roku znowelizowanej podstawie programowej dokonano redukcji pewnych treści. Usunięto między innymi elementy elektrochemii, która to wiedza umożliwiała ocenę właściwości utleniająco-redukcyjnych substancji i przewidywanie samorzutności reakcji redoks. W sposób nieprzemyślny pozbawiono ucznia wiedzy o zagadnieniach o charakterze integrującym, zaś w wymaganiach nowej podstawy programowej położono silniejszy nacisk na umiejętność wyjaśniania i uzasadniania faktów. Przy zachowaniu dotychczasowych celów kształcenia ograniczono środki ich realizacji. Niektórzy teoretycy nauczania twierdzą, że programy nauczania chemii nie powinny być formułowane w oparciu o logikę przedmiotu, ale potrzeby ucznia, zaś kolejność nauczanych zagadnień i metody nauczania uwzględniać psychologię uczenia się (Reid, 1999; Johnstone, 2000). Logika przedmiotu i efektywne metody nauczania są zawsze zgodne z psychologią uczenia się, natomiast istniejące programy nauczania niekoniecznie. Natomiast to, jak dydaktyka przedmiotu ma się do potrzeb ucznia, zależy od tego jak zdefiniujemy te ostatnie.

Program nauczania i podręcznik, z którego korzystają uczniowie, a także inne materiały dydaktyczne zależą od indywidualnego wyboru nauczyciela. Sposób nauczania zagadnień wynika w części z programów nauczania, ale w dużym stopniu może być kształtowany przez nauczyciela. To jego kwalifikacje merytoryczne i doświadczenie dydaktyczne są tu kluczowe. Wpływ podręcznika na powstawanie KA, ze względu na jego znaczenie z punktu widzenia niniejszej pracy, omówiony będzie w osobnym podrozdziale.

- **Nauczyciel** może przyczyniać się do szerzenia KA bezpośrednio jako ich źródło, bądź pośrednio, ignorując je w wykorzystywanych materiałach dydaktycznych. Może również redukować ich ilość, o ile pełni rolę swoistego filtra treści pochodzenia zewnętrznego. Szereg badań wskazuje na to, że trudności uczniów z poprawnym rozumieniem pewnych koncepcji naukowych mogą wynikać z nieświadomości nauczyciela co do stanu wiedzy uprzedniej uczniów z tego obszaru (Driver & Easley, 1978; McDermott, 1984). Wówczas nawet rzetelny przekaz nauczyciela może trafić w próżnię. W przypadku takiej sytuacji Bodner (1986) stwierdził ironicznie, że „możemy nauczać, a przy tym dobrze nauczać, nie przyczyniając się do uczenia się uczniów”. W monografii (Risch, 2010), w której przedstawione zostały systemy edukacyjne i związane z nimi etapy nauczania chemii w 25 krajach z całego świata (w tym w Polsce) stwierdzono, że tam, gdzie wyniki w międzynarodowych testach PISA i TIMSS są szczególnie wysokie (Finlandia i Singapur), kandydaci na nauczycieli poddawani są ostrej selekcji, a pracując jako nauczyciele lubią swoją pracę. „Jakość żadnego systemu edukacji nie może przewyższyć jakości nauczycieli” (Barber & Mourshed, 2007).

Nauczyciel wybierając sposób nauczania, który wydaje się być w określonych warunkach optymalny, bardzo często nieświadomie wpływa na powstawanie KA. Określenie roli nauczyciela w powstawaniu koncepcji alternatywnych, lub zapobieganiu im, jest możliwe przez obserwację jego pracy „in situ”. Można natomiast sprawdzić sposób pojmowania przez niego pewnych istotnych pojęć i teorii chemicznych, których naucza lub jako kandydat na

nauczyciela będzie nauczał w przyszłości. Badania takie przeprowadzono m.in. w ośrodkach akademickich, które kształcą nauczycieli w USA (Finley, Stewart, Yarroch, 1982), w Turcji Nakiboglu (2003), oraz Dindar, Bektas i Celik (2010), we Francji Gamaras, Dumon, Larcher (2007), w Wielkiej Brytanii Taber (2000), w Irlandii Sheehan, Childs, Hayes (2014).

Z badań tych wynikało, że te same koncepcje alternatywne występują zarówno u uczniów, jak i nauczycieli. Nauczyciel chemii w zależności od zakresu i poziomu swojej wiedzy merytorycznej oraz sposobu w jaki naucza pewnych zagadnień, może być jedną z przyczyn KA swoich uczniów. On steruje nauką uczniów, kontroluje jej przebieg i ocenia efekty. Jego przekaz może być bardziej sugestywny niż innych źródeł wiedzy, więc może zupełnie nieintencjonalnie prowadzić ucznia w stronę KA. Poprzez formalne ocenianie stanu wiedzy uczniów może utrzymywać w ich umysłach swoje własne KA.

W Polsce nauki przyrodnicze już od etapu gimnazjum mają strukturę przedmiotową. Chemia jest jednym z czterech takich przedmiotów i z niektórymi z zagadnień chemicznych uczeń styka się po raz pierwszy na lekcjach przyrody i biologii. W takich wypadkach, gdy nauczyciele tych przedmiotów nie posiadają dostatecznej wiedzy z zakresu chemii, wiedza przedmiotowa przekazywana przez nich może być przyczyną powstawania w umysłach uczniów błędnych koncepcji (Abimbola, Baba, 1996; Galley, 2004). Ponieważ te KA wchodziły w skład spójnej struktury tworzącej się podczas formalnego nauczania, są trudne do wykorzenia. Zwłaszcza wtedy, gdy nauczyciel chemii nie jest świadomy ich istnienia.

- **Język i jakość komunikacji** to nie tylko źródła KA, ale jedna z istotnych przyczyn trudności w uczeniu się chemii. Gabel (1999) stwierdziła, że trudności uczniów w uczeniu się chemii są niekoniecznie uwarunkowane złożonością samych zagadnień, ale w dużej mierze sposobu w jaki o nich mówimy. Problemy z odbiorem przekazu wynikać mogą ze stosowania niezrozumiałego dla uczniów słownictwa. Pozanaukowe znaczenia wyrazów mogą być im nieznane, bądź znane słowa zmieniają znaczenie, gdy występują w sytuacji związanej z nauką. Dla języka angielskiego takie badania znaczenia wyrazów dla odbioru tekstu były prowadzone w Szkocji przez Cassels i Johnstone (1980, 1984, 1985). Zakres znaczeniowy wyrazu, czy wyrazów bliskoznacznych jest różny dla różnych języków. W języku polskim znaczenie terminu naukowego jest czasami także dalekie od treści, które przypisuje mu uczeń na podstawie skojarzenia z potocznym rozumieniem opisujących go słów. Przykładem może być *odwracalność reakcji*, które to pojęcie jest często błędnie interpretowane. W rozumieniu wielu uczniów, a także niektórych autorów podręczników(!), z odwracalnością reakcji mamy do czynienia wówczas, jeżeli produkty pewnej reakcji mogą być przekształcone w substraty, bez względu na warunki, w których zachodzi każdy z tych procesów. Jest to ewidentna KA, a w dodatku o poważnych konsekwencjach dla poprawności analizy wielu zjawisk i zależności. Najprostszym sposobem opisu reakcji odwracalnej jest potraktowanie jej tak, jak procesu odwracalnego w termodynamice, gdzie jest to proces równowagowy.

Interpretacja czytającego tekst może czasami różnić się od intencji nadawcy. Wystarczy jeden niefortunnie użyty w zdaniu wyraz o niejednoznacznym znaczeniu, aby przekaz został odebrany niewłaściwie. Przykładem może być sposób rozumienia zasady nieoznaczoności w sformułowaniu: „nie można jednocześnie ustalić dokładnie położenia i pędu...”. Nawet w świecie nauki miało (ma?) ono niewłaściwą interpretację. „Jednocześnie” znaczy tutaj tyle co „nie można w stosunku *do obu tych wielkości*”, a nie, że „*nie można w tym samym czasie*”. W przypadku określeń, które mogą mieć takie niebezpieczne konotacje językowe, wskazane jest staranne definiowanie pojęć i zapisywanie informacji. To ostatnie dotyczy także języka na poziomie reprezentacji. Np. brak oznaczeń stanów skupienia przy wzorach substancji, czy też warunków określających przebieg reakcji chemicznej może prowadzić do nieoczekiwanych i niepożądanych konkluzji. Przykładem może być reakcja alkoholu pierwszorzędowego z chlorowodorem, gdzie zapis HCl uczniowie kojarzą z kwasem solnym, który takiej reakcji nie daje.

Różne znaczenie tego samego terminu związane z przypisaniem go do różnych poziomów percepcji zjawisk chemicznych sprawia, że odbiór znaczenia tekstu różni się od intencji nadawcy. W przypadku podręczników, zadań egzaminacyjnych i narzędzi badań dydaktycznych dbałość o językową jednoznaczność jest szczególnie ważna. W jednej z prac przedstawiających wyniki badania pewnych KA, na pytanie o **kształt** cząsteczki wody, w zamyśle autorów wymagającym jednoznacznego wskazania, wśród kilku możliwych do wyboru odpowiedzi, za poprawne należałoby uznać dwie z nich. Bryłowata - na poziomie opisu submikroskopowego, bo atomy nie są płaskie, oraz płaska - na poziomie reprezentacji (symetria cząsteczki). Uczeń czytając polecenie nie jest pewny, do którego z tych dwóch poziomów percepcji ma się odnieść. Słowo *kształt*, użyte wobec takiego obiektu jak cząsteczka nie jest tu właściwe, bo odwołuje się wyobrażeń obiektów makroskopowych, których cząsteczki raczej nie przypominają. Lepszym, bo jednoznacznym określeniem byłoby użycie słowa mającego związek z reprezentacją cech cząsteczki, tj. *geometria* lub *symetria*.

2.3. Podręcznik szkolny jako źródło koncepcji alternatywnych w nauczaniu chemii

W szkolnej pragmatyce podręcznik często kształtuje sposób nauczania. Bywa inspiracją dla autorów programów nauczania przy doborze treści i metod nauczania. W przypadku fizyki można wręcz wskazać podręczniki, od których w drugiej połowie XX wieku rozpoczęła się nowa epoka w dydaktyce tego przedmiotu. W tym samym czasie zmiany sposobu nauczania dokonywały się też w innych dyscyplinach nauk przyrodniczych. Wkrótce też zaczęto prowadzić badania naukowe nad podręcznikami oraz zakresem i sposobami ich wykorzystania. Analiza podręcznika pod kątem jego przydatności pedagogicznej jest ułatwiona ze względu na dużą liczbę powszechnie dostępnych formularzy ewaluacyjnych w tym obszarze oceny. Są to narzędzia, którymi może posłużyć się nauczyciel lub recenzent.

Podręcznik, który miałby za zadanie dostosować wiedzę uczniów wyniesioną z wcześniejszych etapów kształcenia do wymogów programowych kolejnego poziomu kształcenia, powinien uwzględniać model uczenia się adekwatny w takiej sytuacji. Może to być któryś z modeli zmiany koncepcji (conceptual change models). Strategie zmiany koncepcji składają się z następujących etapów (Andersen, 1992, Minstrell, 1992, Roth, 1989):

- Uczniowie uświadamiają sobie, że dotychczasowa wiedza nie pozwala wyjaśnić nowego zjawiska.
- Dotychczasową wiedzę uczniów konfrontuje się z kolejnymi faktami i problemami. Wówczas uczniowie rozumieją, że ich dotychczasowa wiedza jest niewystarczająca do wyjaśnienia tych problemów.
- Wprowadzana jest nowa koncepcja, która wyjaśnia przedstawione zjawiska i zależności.
- Wskazuje się dalsze zastosowania nowej teorii.

Podobną strategią jest model akomodacji (dostosowania) (accommodation model) (Posner, Strike, Hewson & Gertzog, 1982). W modelu tym wyróżnia się cztery czynniki:

- Niezadowolenie (dissatisfaction) – uczeń styka się ze zjawiskiem, którego jego dotychczasowa wiedza nie jest w stanie wytłumaczyć.
- Zrozumienie (intelligibility) - przedstawiona mu nowa koncepcja jest jasna i sensowna.
- Wiarygodność (plausibility) – przedstawiona koncepcja wyjaśnia poznane zjawiska.
- Efektywność (fruitfulness) - nowa koncepcja pozwala przewidywać nowe zjawiska i zależności.

Sposób przekazywania wiedzy w podręcznikach szkolnych powinien sprzyjać ewolucji wiedzy, czyli uwzględniać założenia modeli uczenia się. Spełniający te wymogi podręcznik byłby czymś w rodzaju „samouczka”, przewodnikiem wprowadzającym w nowe idee i utwierdzającym w nich ucznia, czyli po prostu umożliwiał pracę samokształceniową. Odpowiadający takim modelom uczenia się wszystkich treści programowych podręcznik szkolny byłby zapewne zbyt obszerny, a już tylko przez to mało skuteczny. Oczywiście, nie ma takich podręczników chemii, a częściowym wypełnieniem tej luki musi być przekaz nauczyciela. Nauczyciel powinien pełnić rolę swoistego „filtra” treści podręcznikowych. Może np. rezygnować z realizacji pewnych treści fakultatywnych, ale też wносить własne koncepcje dydaktyczne tam, gdzie samodzielna interpretacja pewnych partii podręcznika może prowadzić ucznia w stronę koncepcji alternatywnych (Abimbola, Baba, 1996).

Z badań Chiang-Soong & Yager (1993) prowadzonych w USA nad wykorzystaniem podręczników wynika, że praca z podręcznikiem na lekcji wypełnia niekiedy ponad 90% jej czasu. W opinii amerykańskich uczniów praca lekcyjna powinna być skoncentrowana na zawartości ich podręczników. Również rodzice uczniów wykazywali poważne zaniepokojenie, jeśli nauczyciel nie korzystał na lekcji z podręcznika i nie zlecał wykonania

zawartych w nim ćwiczeń. Jeszcze ważniejszą rolę odgrywał podręcznik w samokształceniu, choć obecnie, w dobie Internetu, jego rola jako środka dydaktycznego i źródła informacji niewątpliwie zmalała, ale tym niemniej pozostaje on jednym z tych ważniejszych, zwłaszcza w przypadku nauk matematyczno - przyrodniczych.

Badania prowadzone przez Harnes i Yager (1981), Renner, Abraham, Grzybowski i Marek (1990), Chiang-Soong i Yager (1993) wykazały, że w przypadku 90 % amerykańskich nauczycieli *Science* 95% czasu lekcji to praca z podręcznikiem. Wielu nauczycieli tego przedmiotu na poziomie niższej szkoły średniej w USA nie posiada wykształcenia przyrodniczego, a jedynie pedagogiczne, stąd podręcznik jest dla nich i ich uczniów podstawowym źródłem wiedzy (Ball & Feiman-Nemser, 1988; National Educational Goals Panel, 1994). Kiepskie podręczniki pozbawiają uczniów możliwości zrozumienia zagadnień, a nauczycieli efektywnych praktyk edukacyjnych (Abraham, Grzybowski, Renner, Marek, 1992). Z drugiej strony efektywne wykorzystanie dobrych podręczników ułatwia nauczanie i przyspiesza proces uczenia się (Ball & Cohen, 1996; Schmidt, McKnight & Raizen, 1997). Badania przeprowadzone przez Bishop & Anderson (1990), Lee, Eichinger, Anderson, Berkheimer & Blakeslee (1993) wykazały, że podręczniki stosujące efektywne strategie nauczania ułatwiają uczenie się i dostarczają dobrych wzorców nauczycielom.

Rola podręczników w nauczaniu przedmiotów przyrodniczych nie powinna ograniczać się tylko do źródła informacji. Podręcznik nie jest słownikiem, czy encyklopedią. Dostarcza on specjalistycznej wiedzy (Villaverde, 2003) z całego programu nauczania w formie zintegrowanej. Autor podręcznika ma możliwość tak dobrać środki i treści, aby stał się on spójnym narzędziem ułatwiającym osiągnięcie celów kształcenia (Mikk, 2000) i prowadził ucznia do samodzielnego budowania naukowych koncepcji (Daniels & Zemelman, 2003).

W badaniach naukowych prowadzonych nad rolą podręczników w nauczaniu poszczególnych przedmiotów nie wypracowano ogólnych metod ich analizy, które obejmowałyby wszystkie obszary wiedzy. W przypadku podręczników do nauczania historii wytyczne co do sposobu przeprowadzenia takiej analizy proponują ponadnarodowe organizacje polityczne takie jak UNESCO czy Rada Europy. W przypadku przedmiotów przyrodniczych metody, kryteria oceny i narzędzia dobiera się w zależności od celu badań. W literaturze poświęconej badaniom podręczników część publikacji to analiza wybranych treści pod kątem jednego, lub kilku ustalonych kryteriów, zaś inne stanowią przegląd całokształtu opracowania ze względu na przydatność w realizacji zakreślonych w badaniach celów. Projekt 2061 prowadzony przez *American Association for the Advancement of Science* (Stern i Roseman, 2003) dotyczył analizy programów i podręczników do przedmiotów przyrodniczych stosowanych na etapie *Middle – School* (wczesny etap szkoły średniej) w USA pod kątem przydatności dydaktycznej. Badaczki te stwierdziły, że podręczniki stanowią słabe wsparcie do realizacji kluczowych celów nakreślonych w programach. W szczególności nie uwzględniały wiedzy uprzedniej ucznia, brakowało w nich przykładów umożliwiających wyjaśnienie abstrakcyjnych idei, w tym prezentacji zjawisk, których interpretacja czyniłaby te idee użytecznymi i zrozumiałymi. Te same zarzuty można przedstawić, chociaż w różnym zakresie, podręcznikom chemii poddanych analizie w niniejszej pracy.

Analogiczne badania prowadzone wcześniej w ramach Projekt 2061 nad amerykańskimi podręcznikami do nauki matematyki (Kulm, Roseman, Treistman, 1999) pokazały zaskakujący obraz. Żaden z najwyżej ocenionych przez zespół ekspertów podręczników nie znajdował się wśród tych najchętniej wybieranych przez nauczycieli i najpopularniejszych na rynku. Podobnie wyróżniony przez PAU podręcznik chemii wydawnictwa *Zamkor* również nie należy do popularnych w polskich liceach. Przyczyny podobnego zjawiska w obu krajach są zapewne także podobne, ale nie jest to przedmiotem badań w tej pracy.

Rola podręcznika dla obu stron procesu dydaktycznego wygląda inaczej. O odmiennym postrzeganiu funkcji podręcznika na lekcjach przez uczniów i nauczycieli w nauczaniu przedmiotów przyrodniczych traktuje praca Tulip i Cook (1993). Autorzy ci określili i zbadali cztery sposoby wykorzystania podręcznika:

- Jako narzędzia dla nauczyciela do sterowania aktywnością uczniów
- Jako przewodnika w nauczaniu i uczeniu się
- Jako źródła informacji
- Jako pomocy w ocenianiu ucznia i przygotowaniu się ucznia do oceniania.

We wcześniejszej pracy tychże autorów (1992) badano, co uczniowie i nauczyciele uważają w podręczniku za najbardziej wartościowe. Uczniowie cenili podręcznik przede wszystkim za zapewnianie im bezpieczeństwa, ponieważ dostarcza informacji potrzebnych do przygotowania się do egzaminów. Z kolei nauczyciele cenili podręcznik głównie za jego rolę poznawczą.

W raporcie Instytutu Badań Edukacyjnych *Nauczanie matematyki w gimnazjum* (Karpiński i inni, 2013) tak podsumowana została rola podręcznika: „*W procesie uczenia nauczyciele w znacznym stopniu opierają się na podręcznikach. Podstawa programowa jest więc odzwierciedlana na tyle, na ile jej idee obecne są w tych podręcznikach*”. Wskazuje to wyraźnie że od jakości podręczników bezpośrednio zależy jakość nauczania.

Z powodu tak ważnej roli w kształceniu, od początku badań nad podręcznikami krytykowano zarówno samych autorów podręczników, jak i zaufanie nauczycieli do tego środka dydaktycznego. Autorów oskarżano o powierzchowne traktowanie naukowych koncepcji (Reiss, 1988), stawianie zbyt wysokich wymagań jeśli chodzi o stosowane słownictwo (Yager, 1983), niekorzystanie z akceptowanych aktualnie teorii nauczania (Mann, 1981), przedstawianie rozwoju nauki jako liniowego i pozbawionego błędów (Kuhn, 1970). Nauczycieli krytykowano za preferowanie nauczania poprzez transmisję treści podręczników (Wellington, 1989), za ukrywanie pod terminologią tekstu podręcznika braku własnego rozumienia koncepcji naukowych (Yager, 1983), za nieelastyczne wykorzystywanie podręczników (Davey, 1988), oraz za takie wykorzystanie podręcznika, które daje uczniom fałszywy obraz nauk przyrodniczych (Chiappetta, Sethna & Filman, 1991). Podręczniki badano także ze względu na poziom trudności przedstawienia pewnych koncepcji naukowych (Vachon & Haney, 1983), ich wpływu na jakość percepcji pewnych idei wśród uczniów (Hare, Rabinowitz & Schieble, 1989), oraz jako źródło koncepcji alternatywnych (Cho, Kahle & Nordland, 1985).

Interpretacja tego samego tekstu z przekazu podręcznikowego przez nauczyciela i ucznia często różni się, bo dysponują oni inną wiedzą i doświadczeniem. Dla ucznia jego podręcznik jest wiarygodnym źródłem informacji, natomiast sposób przedstawienia pewnych treści w podręczniku może być dla niego, z różnych powodów, zbyt trudny do zrozumienia, lub może prowadzić do ich fałszywej interpretacji. Znaczenie dla uczniowskiej interpretacji pewnych treści może mieć nie tylko sposób ich przedstawienia, ale także ich układ. Nowy materiał powinien być oparty o znane uczniowi wcześniej informacje i opanowane umiejętności. Nie zawsze tak jest, jak choćby w wypadku niektórych zagadnień z zakresu kinetyki reakcji, które wymagają znajomości pojęć z obszaru termodynamiki, podczas gdy w większości polskich podręczników to kinetyka poprzedza termochemię. Dla nauczyciela podręcznik jest jednym z ważniejszych narzędzi pracy, które przed każdorazowym użyciem powinno być skontrolowane. W zależności od wyniku takiej inspekcji nauczyciel w odpowiednim momencie może pomóc uczniom we właściwej interpretacji, czy nawet korygować przekaz podręcznika, przedstawiając własną wykładnię zagadnienia.

Skoro podręczniki odgrywają decydującą rolę w szkolnym nauczaniu, to powinny być one poddane starannej ewaluacji (Eltinge & Roberts, 1993, Roseman et al., 2001). De Posada (1999), analizując w podręcznikach sposoby nauczania o wiązaniu metalicznym na

przestrzeni trzech dziesięcioleci, sformułował warunki, które powinien spełniać podręcznik, aby uczenie się było oparte na zrozumieniu, integrowało pojęcia i było aktywnym. Wg opinii autora podręcznik nie powinien zawierać dwuznaczności i koncepcji alternatywnych, ale przede wszystkim powinien tak przedstawiać informacje, aby uczeń mógł integrować nowy materiał ze swoją wiedzą uprzednią. Gabel (1983) przekonuje, że analiza podręczników chemii powinna być prowadzona z punktu widzenia ich odbiorcy, tj. ucznia. Curtis i Reigeluth (1984), oraz Thiele, Venville i Treagust (1995) poświęcają swoje prace rolom i znaczeniom analogii występujących w podręcznikach chemii.

Analiza podręczników jako źródła koncepcji alternatywnych jest za granicą przedmiotem licznych badań. Badania te mają zazwyczaj charakter wycinkowy i koncentrują się na wybranych obszarach wiedzy bądź konkretnych zagadnieniach oraz metodach ich nauczania. Istnieją również wielostronne opracowania zespołowe, gdzie ewaluacji poddawano obszerne zbiory podręczników chemii (Niaz, Maza, 2011, - 75 podręczników chemii ogólnej), czy prace zebrane pod redakcją Myinth Swe Khime (2013). W przypadku dużych zbiorów podręczników, gdzie książki zawierały nieraz powyżej 700 stron tekstu, techniki ewaluacji polegały na pobieraniu prób losowych i nie dokonywano pełnego przeglądu ich treści.

W początkowych pracach dotyczących zawartości podręczników w pierwszej kolejności analizie poddawano te koncepcje naukowe, które po raz pierwszy pojawiały się w szkolnych programach i często były trudniejsze dla uczniów. Cho, Kahle i Nordland (1985) analizowali zawartość podręczników do biologii w obszarze genetyki. Poszukiwali w nich koncepcji alternatywnych i przewidywali trudności z jakimi mogą zetknąć się uczniowie. Sugerowali też własne dydaktyczne rozwiązania potencjalnych problemów. Poszukiwania koncepcji alternatywnych w podręcznikach biologii dla nigeryjskich szkół średnich oraz zrozumiałości przekazu dotyczy praca Abimbola i Baba (1996). Autorki wskazują nie tylko na napotkane KA, ale również proponują alternatywne sposoby przedstawienia pewnych zagadnień i pokazują jak nauczyciel może „filtrować” przekaz podręcznika.

Linn i Songer (1991) stwierdzili, że autorzy podręczników skupiają się często na przedstawianiu faktów i definicji pojęć, podając równocześnie zbyt abstrakcyjne dla odbiorcy, lub niepełne ich wyjaśnienia. Wiele spośród zawartych w podręcznikach treści, w opinii tych autorów, potraktowane było w podręcznikach zbyt powierzchownie, co może utrudniać uczącemu się integrowanie wiedzy. Pujol (1993) dokonał przeglądu 6 podręczników chemii dla uczniów klasy 9 w Wenezueli jako możliwego źródła KA w obszarze budowy materii. Analizował poprawność merytoryczną, precyzję sformułowań, czytelność rysunków i diagramów. Stwierdził obecność szeregu nieścisłości i takich stwierdzeń, które mogą prowadzić do KA.

Sanger i Greenbowe (1999) w swoich badaniach poddali analizie treści 10 podręczników chemii (college level) w zakresie nauczania elektrochemii. Odnotowali, że wiele spośród prezentowanych w podręcznikach ilustracji i stwierdzeń może być błędnie zinterpretowana przez uczących się. Cox (1996) analizując podręczniki do nauki przedmiotów przyrodniczych (Science) postulował wycofanie części z nich z powodu nadmiernej liczby błędów.

Shiland (1997) przeanalizował treści z mechaniki kwantowej w ośmiu podręcznikach dla szkół średnich pod kątem wymagań modelu zmiany koncepcji. Stwierdził, że żaden z podręczników nie dostarcza wystarczających bodźców, aby skłonić ucznia do zastąpienia modelu Bohra mechaniką kwantową. Nakiboglu i Yldirir (2011) przeprowadzili analizę pytań i zadań dotyczących praw gazowych w 10 tureckich podręcznikach chemii dla szkół średnich. Stwierdzili, że wśród trzech kategorii pytań/zadań (odtwarzających wiadomości, algorytmicznych i problemowych) zdecydowanie dominują algorytmiczne, co nie ułatwia uczniom zrozumienia zagadnień i osiągania wyższych celów poznawczych.

Tan i Chan (2004) przeanalizowali dwa najczęściej używane w Singapurze podręczniki chemii dla szkół średnich pod kątem zgodności ich treści dotyczących sił międzycząsteczkowych z wymaganiami zawartymi w obowiązującym w tym kraju sylabusie. Podręczniki oceniono również pod względem jakości sformułowań, ilustracji i obecności w nich koncepcji alternatywnych. W pracy Kim, Tan i Lian (2003) analizowano w jaki sposób podręczniki i książki ćwiczeń wprowadzają uczniów w zagadnienia jakościowej analizy związków nieorganicznych. Stwierdzili, że żaden z podręczników nie wyjaśnia należycie reakcji analitycznych, a w rezultacie uczniowie korzystają z nich w trakcie pracy jak z książki kucharskiej. Furio, Azcona, Giusasola i Ratcliffe (2000) analizowali jak w 174 podręcznikach chemii wprowadzane jest w nich pojęcie „mol”. Temu samemu zagadnieniu poświęcona jest analiza Staver’a i Lumpe’go (1993), której poddali 29 podręczników chemii. Quilez (2008) zajmował się wymiarem stałych równowag i bezwymiarowymi stałymi równowagi w podręcznikach chemii dla pierwszego roku studiów. W pracy Pedrosy i Diaz (2000) badano związek sposobu przedstawienia równowag chemicznych w podręcznikach z koncepcjami alternatywnymi uczniów. Autorki dochodzą do wniosku, że to język przekazu może być jedną z przyczyn wzmacniania istniejących i powstawania nowych KA. Wyniki badań wskazały, że pewne problematyczne sformułowania w podręcznikach mają związek z określonymi KA.

Podsumowując można stwierdzić, że ze względu na to iż zakres wymagań dotyczących zjawisk i terminów z zakresu kinetyki reakcji jest ograniczony, stąd w literaturze dotyczącej KA z tego obszaru jest niewiele opracowań. Najobszerniej badany obszar to zagadnienia równowag, gdzie KA są bardzo liczne i podobne we wszystkich krajach, gdzie takie badania prowadzono. Najczęściej występującymi błędnymi wyobrażeniami powinny być, i badania to potwierdzają, te związane z teorią kwantową. Lista publikacji na temat KA jest tutaj skromniejsza, zapewne dlatego, że niewielu badaczy uważa się za wystarczająco kompetentnych w tej dziedzinie.

2.4. Układ wybranych zagadnień w podręcznikach chemii dla liceum w zakresie rozszerzonym

Po reformie systemu edukacji w Polsce w roku 1999 nie ma już jednego obowiązującego podręcznika chemii dla liceum. Tylko dla poziomu rozszerzonego nauczania chemii dopuszczono do użytku podręczniki sześciu różnych wydawców. Chociażby z tego powodu nadzór MEN nad ich jakością merytoryczną i dydaktyczną musiał ulec osłabieniu. Kryterium zasadniczym dopuszczenia podręcznika do użytku szkolnego była obecność w nim treści zapisanych w podstawie programowej. Rolę pomocniczego recenzenta postanowiła przyjąć Polska Akademia Umiejętności powołując pod koniec 2000 r. Komisję do Oceny Podręczników Szkolnych, złożoną ze specjalistów różnych przedmiotów nauczanych w szkołach, zwłaszcza średnich, która niezależnie opiniowała podręczniki wchodzące do użytku szkolnego (około 50 rocznie). Zakładano, że działanie Komisji powinno wpływać pozytywnie na poziom wprowadzanych do szkół podręczników, uczulając autorów i wydawców na występujące w pierwszych wydaniach błędy i niedociągnięcia. Chociaż opinie Komisji nie mają dla wydawców mocy wiążącej, to mogłyby one wpływać na decyzje nauczycieli co do wyboru podręcznika i pomóc im podejmować odpowiednie działania korygujące stwierdzone usterki. Mogłyby, o ile nauczyciele dowiedzą się o istnieniu takich recenzji i zechcą zapoznać się z tymi opracowaniami. Do chwili obecnej opublikowano 13. tomów zawierających takie opinie, których wykaz dostępny jest na stronie internetowej Polskiej Akademii Umiejętności (pau.krakow.pl) w zakładce „Spis publikacji PAU”, Opinie Edukacyjne PAU - Prace Komisji do Oceny Podręczników Szkolnych.

Wyboru podręcznika w Polsce dokonuje nauczyciel, a oferta wydawnicza jak na wielkość kraju jest bogata. Yager (1983) przekonuje, że wybór podręcznika jest jedną z najważniejszych decyzji pedagogicznych nauczycieli przedmiotów przyrodniczych. Nauczyciel decyduje także o tym, z jakich innych źródeł wiedzy będą korzystać jego uczniowie. Wybór ten wpływa znacząco także na sposób organizacji jego własnej pracy. Dlatego każdy nauczyciel powinien szczególnie starannie przeanalizować układ treści w podręczniku i sposób ich przedstawienia, przed podjęciem decyzji o jego wyborze. To, czy podręcznik zawiera odpowiednie dla programu nauczania materiały poglądowe w postaci diagramów i tabel, czy na końcu rozdziałów są pytania problemowe i ćwiczenia, pozwala ocenić na ile użytecznym będzie on w czasie lekcji i jako pomoc dla ucznia w samokształceniu i samoocenie. W przypadku niedostatku, czy braku odpowiednich elementów w wybranym już podręczniku, nauczyciel powinien zająć się wyszukaniem materiałów pomocniczych z oferty rynkowej, bądź sam opracować odpowiedni zestaw materiałów wspomagających proces dydaktyczny.

Obowiązkiem nauczyciela jest przedstawienie programu nauczania i planu dydaktycznego (obecnie jest to tzw. *plan wynikowy*) wraz z zasadami i kryteriami jego ewaluacji oraz przedmiotowym systemem oceniania. Jest to formalny i egzekwowany przez dyrektora szkoły wymóg. Przygotowanie tego samodzielnie jest bardzo pracochłonnym zadaniem. Pierwszy z tych wewnątrzszkolnych dokumentów zależy w dużym stopniu od wybranego podręcznika, więc program nauczania jest praktycznie zawsze pozycją oferowaną przez autorów podręcznika. Nauczyciel może go przyjąć, w razie potrzeby modyfikować lub opracować własny program. Jeżeli część wydawców wraz z podręcznikiem oferuje pełną jego obudowę, która zawiera także propozycję wszystkich wewnątrzszkolnych dokumentów, to dokonywany przez nauczyciela wybór podręcznika może mieć pozamerytoryczny charakter. Ocena metodologii przedstawienia poszczególnych zagadnień i poprawności merytorycznej wymaga szczegółowej lektury podręcznika, a zatem i sporo czasu. Odkładana jest więc na okres pracy z wybranym już podręcznikiem. Można wówczas dokonywać przedstawień w chronologii wprowadzania na lekcjach poszczególnych zagadnień, czy korekty w sposobie przedstawienia niektórych z nich. Taka adaptacja wymaga od nauczyciela dużego

doświadczenia dydaktycznego i merytorycznych kompetencji. Można zatem przyjąć, że część nauczycieli chemii realizuje literalnie koncepcję nauczania proponowaną przez autorów podręcznika.

Istotne znaczenie dla poznania możliwego wpływu podręczników na powstawanie koncepcji alternatywnych w zakresie objętym niniejszą pracą będzie miała analiza ich treści. Listę analizowanych podręczników do nauczania chemii w zakresie rozszerzonym zamieszczono w aneksie. W odwołaniu do zawartości poszczególnych podręczników wskazywane jest wydawnictwo i numer pozycji na tej liście.

Pewne zagadnienia muszą występować we wszystkich podręcznikach do nauczania chemii na poziomie liceum. Są to te, które zapisano w podstawie programowej, przedstawionej w podrozdziale 2.6., obligującej autorów podręczników do ich uwzględnienia. Wśród nich są takie, których ranga jest szczególna, bo pozwalają wyjaśniać i przewidywać właściwości substancji oraz porządkować wiedzę z przedmiotu, nadając jej logiczną, a zatem łatwiejszą do ogarnięcia strukturę. Do takich zagadnień należą między innymi teoria kinetyczno – cząsteczkowa, opis budowy atomu i wynikające z niego zależności, teoria wiązań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych, teorie kwasów i zasad, reakcje utleniania i redukcji, termodynamika i kinetyka chemiczna. Jest to trzon wiedzy z chemii ogólnej i fizycznej.

Nauczanie chemii w liceum odbywa się dwutorowo. Dla większości uczniów jest to tzw. poziom podstawowy, zaś dla części rozszerzony. Podręcznik dla poziomu rozszerzonego zawierać musi dodatkowe treści. Jeżeli wydawnictwo zdecydowało o przygotowaniu jednego wspólnego dla obu poziomów kształcenia podręcznika, to zadaniem jego autora jest jak najlepsze z dydaktycznego punktu widzenia połączenie tych treści, co jest rzeczą trudną. W przypadku, gdy wydawnictwo oferuje dla każdego z poziomów kształcenia osobny podręcznik, sytuacja autora podręcznika dla zakresu rozszerzonego jest bardziej komfortowa, jeśli chodzi o swobodę w wyborze układu treści. To, jaką strukturę autorzy podręczników nadadzą treściom programowym, jakie pojęcia i koncepcje spoza obligatoryjnych zamieszczą, ma oprócz innych czynników wpływ na jakość percepcji przedstawianych zagadnień, zatem ma wpływ na KA uczniów.

Wśród podręczników chemii zatwierdzonych przez Ministerstwo Edukacji Narodowej, niektóre przeznaczone są do kształcenia zarówno na poziomie podstawowym, jak i rozszerzonym. Treści związane z rozszerzonymi wymaganiami, lub część tych treści, zamieszczone są zazwyczaj w osobnym tomie. Taką koncepcję przyjęli autorzy podręczników wydawnictw *WSiP*, *Zamkor* i wczesna wersja podręczników *O.E. K. Pazdro*. Inne wydawnictwa edukacyjne przygotowały osobną wersję podręcznika do kształcenia w zakresie rozszerzonym.

Podręcznik 1. (dwie części) Wydawnictwa „*Żak*” przeznaczony jest tylko do kształcenia w zakresie rozszerzonym. Rozpoczyna go dział *Budowa atomu*, gdzie związane przedstawiony jest zarys teorii kwantowej. Lapidarność opisu złożonych zagadnień jest niewątpliwą zaletą tego podręcznika. Po opisie prawa okresowości przedstawiono kolejno teorie wiązań chemicznych, zagadnienia kinetyki reakcji, termochemię i w sposób ogólny zagadnienia równowag. Problematyka energetyki reakcji chemicznych i równowag jonowych pojawia się w układzie spiralnym w części 2. tego podręcznika. Przy skrótości przekazu treści łatwo można dostrzec często pojawiające się KA.

Podręcznik 2. *Chemia 1 WSiP* przeznaczony jest do kształcenia w zakresie podstawowym i rozszerzonym. Przy korzystaniu z tego podręcznika w kształceniu na poziomie podstawowym uczeń może ograniczyć się do zapoznania z treścią wskazanych przez autorów rozdziałów. Zakres w jakim przedstawiono te zagadnienia jest na tyle obszerny, że nadaje się też dla klas biologiczno – chemicznych. Sposób przedstawienia zagadnień jest na tyle atrakcyjny, że nie zniechęci do lektury uczniów, którzy nie wybrali

chemii jako jednego z przedmiotów kierunkowych, a może ich zaciekać. W części *Chemia 3* tego podręcznika zamieszczono te grupy zagadnień, które dotyczą wyłącznie zakresu rozszerzonego, min. rozszerzenie (znaczące) wiedzy o promieniotwórczości, strukturach elektronowych atomów i cząsteczek oraz dużą ilość treści fakultatywnych (w tym podstawy technik spektroskopowych). Poszerzenia treści są tu spójne ze sposobem ich ujęcia w części 1, nie wymagają zatem od ucznia kolejnej zmiany koncepcji.

Seria podręczników przeznaczona do kształcenia w zakresie rozszerzonym wydawnictwa *Operon*, pozycja 4., *Chemia - 1* i *Chemia - 3* układem treści przypomina podręcznik przeznaczony dla obu poziomów. Wynikło to zapewne stąd, że ci sami autorzy opracowali obie wersje podręczników i na stworzenie osobnej koncepcji nauczania w zakresie rozszerzonym nie wystarczyło im czasu. Zagadnienia rozszerzające z zakresu chemii fizycznej i znaczną część zagadnień chemii ogólnej zamieszczono dopiero w jego 3. części. Jeżeli w nauczaniu z wykorzystaniem tego podręcznika chemii nauczyciel przyjmie koncepcję chronologii zagadnień taką, jaka występuje w kolejnych częściach, to jego uczniowie mogą mieć trudności z opanowaniem na właściwym poziomie wcześniejszego materiału nauczania. Na przykład najpierw uczą się przez zapamiętywanie schematów przebiegu reakcji związków nieorganicznych (dział I. Substancje chemiczne – 60 stron), a dopiero w 3. części podręcznika poznają uzasadnienia właściwości chemicznych uczestniczących w tych reakcjach substancji w postaci teorii kwasów i zasad Brönsteda i ujęcie elektronowe procesów utleniania i redukcji. W tejże 3. części znajdują się w jednym wspólnym rozdziale 1. zagadnienia kinetyki, termodynamiki i równowag chemicznych. Sposób nauczania zgodny z chronologią treści tego podręcznika nie może być efektywny, bo opis chemii substancji pozbawiony jest teoretycznych uzasadnień i wymusza uczenie się poprzez zapamiętywanie, zaś przy omawianiu zagadnień teoretycznej natury z rozdziału 1. części 3. za mało jest odniesień do zjawisk, które mogą być na ich podstawie wyjaśnione, co równocześnie będzie potwierdzeniem znaczenia, jakie ma poznawanie tych zagadnień. Obszerność tekstu, a zwłaszcza niespójność wykładu, jest dla korzystających z tego podręcznika niewątpliwym utrudnieniem. Budowa atomu i teoria wiązań obejmuje łącznie 110 stron tekstu, zaś kinetyka, termochemia i równowagi 114 stron.

Podręcznik 5. Wydawnictwa *Nowa Era* część 1 „Chemia ogólna i nieorganiczna” do kształcenia w zakresie podstawowym i rozszerzonym rozpoczyna się od teorii budowy atomu, następnie prezentuje prawo okresowości, teorię wiązań chemicznych, siły międzycząsteczkowe, a po opisie ilościowym reakcji następują efekty energetyczne reakcji (rozdział 5.), kinetyka chemiczna (rozdział 6.), zaś zagadnienia równowag to rozdział 9. Układ zagadnień chemii ogólnej jest racjonalny i umożliwia pełne ich wykorzystanie w rozdziale 10. poświęconym chemii pierwiastków i ich związków. Korzystanie z tego podręcznika w nauczaniu w zakresie podstawowym byłoby zarówno dla ucznia jak i nauczyciela kłopotliwe.

Pozycje 6. i 7. na liście podręczników, to monografie K. Pazdro stanowiące rozszerzenie i uzupełnienie do dwóch części podręcznika tego samego autora. Pierwszy poświęcony jest budowie materii, zaś drugi to wykład z kinetyki chemicznej i termodynamiki. Zaletą obu pozycji jest głęboki i rzetelny merytorycznie sposób potraktowania złożonej problematyki. Powoduje to niestety zbyt dużą obszerność przekazu, co jest poważną przeszkodą w szkolnej pragmatyce. Udoskonaloną w tym zakresie wersją podręczników tego samego autora są pozycje 8. i 9., wchodzące w skład czterotomowego kursu licealnej chemii w zakresie rozszerzonym. Część I, *Chemia Ogólna*, zawiera min. opis budowy materii. W części II, *Chemia Fizyczna*, z poddanych analizie zagadnień najpierw pojawia się kinetyka, następnie statyka chemiczna, a ostatnim jest energetyka reakcji chemicznych.

Podręcznik 10. Wydawnictwa *Zamkor*, wyróżniony w roku 2006 przez Prezesa PAU, stanowi dopełnienie podręcznika tych samych autorów do nauki chemii w zakresie podstawowym. Omawiając na samym początku budowę atomu i teorię wiązań chemicznych skupili się oni wyłącznie na nowszych teoriach, co uczyniło wykład wyjątkowo zwięzłym, oraz pozwala zredukować niepożądane, bo prowadzące do KA, kojarzenie pojęć kwantowomechanicznych z tymi z teorii Bohra. Kinetyka reakcji chemicznych, równowagi, elektrochemia i równowagi chemiczne zawarte są w wymienionej kolejności w ostatnim, 7. dziale programowym, podczas gdy teoria dysocjacji występuje w dziale 2. i brakuje tam definicji niezbędnych pojęć. Tylko w tym podręczniku występują równocześnie zagadnienia chemii organicznej (działy 4 – 6). W przypadku pozostałych wydawnictw chemii organicznej poświęcone są odrębne części podręcznika, które nie były poddane analizie. Wymagania z tego obszaru sprowadzone są do znajomości chemii podstawowych grup związków organicznych. Autorzy podręczników zazwyczaj rezygnowali tutaj z prób wykazania użyteczności wiedzy z zakresu równowag chemicznych i kinetyki reakcji. Zagadnienie równowagi pojawia się w podręcznikach w odniesieniu do reakcji estryfikacji, ale wykorzystywanie przez autorów zadań dla maturzystów prawa równowag dla nitrowania benzenu, reakcji nieodwracalnej, świadczy o słabej znajomości mechanizmów reakcji w chemii organicznej. Teoria orbitali molekularnych występuje tutaj jedynie w wąskim zakresie i ograniczona jest do wyjaśnienia geometrii cząsteczek oraz zagadnienia aromatyczności, gdzie jest wręcz niezbędna.

Przegląd układu treści programowych w podręcznikach i ich zawartości, w przypadku gdy termochemia nie poprzedza innych działów, pozwala stwierdzić czy występują niezbędne uzupełnienia przekazu o pojęcia związane z energią takie jak energia aktywacji i efekt cieplny reakcji. Braki w tym zakresie utrudniają poprawne zrozumienie zagadnień. Zasadniczym kryterium pozwalającym przewidywać możliwe na podstawie tekstu podręcznika KA pozostaje jednak jakość przekazu i występujące w nim luki.

2.5. Złożoność treści nauczania a koncepcje alternatywne

W stosunku do pewnych treści programów nauczania można antycypować, że koncepcje alternatywne są nieuniknione. Dotyczy to zwłaszcza takich zagadnień, które do pełnego wyjaśnienia i zrozumienia wymagają odpowiedniej wstępnej wiedzy i formalnego przygotowania, których uczeń nie nabył w trakcie szkolnej edukacji. W programach chemii dla liceów są to przede wszystkim teoria kwantowa, termodynamika i kinetyka chemiczna. Sposoby przybliżenia tej problematyki polegające na upraszczaniu poprzez pomijanie pewnych aspektów, zmianach znaczenia terminów naukowych i poglądowych analogiach, nie budzą zastrzeżeń w materiałach popularyzujących wiedzę. W podręcznikach szkolnych, których zadaniem jest dostarczenie wiedzy podlegającej następnie formalnej weryfikacji na sprawdzianach i egzaminach, nie może być zbyt dowolności interpretacyjnej.

W programach chemii w liceum teoria kwantowa służy wyłącznie do opisu elektronów w atomach, jonach i cząsteczkach. Uczeń przychodzi do liceum z pewną ukształtowaną już wiedzą na ten sam temat, ale będzie zmuszony zmienić dotychczasowe rozumienie pewnych pojęć, np. *powłoka elektronowa*, oraz przyjąć zupełnie inną od znanej mu, niedeterministyczną interpretację zjawisk. Dla autorów licealnych podręczników jest to bardzo trudne wyzwanie. Uczniowi można przedstawić pewne fakty, których wyjaśnienie daje tylko opis kwantowomechaniczny. Powinien on być w podręczniku odpowiednio streszczony. To może go skłonić do stosowania w argumentacji pojęć z tego zakresu. Natomiast zrozumienie przez ucznia w tym etapie edukacji samych formalizmów teorii kwantów jest niemożliwe.

Po pierwsze dlatego, że ma ona ściśle matematyczny, tj. aksjomatyczny i nieintuicyjny charakter, a opis mikroświata który daje jest diametralnie różny od tego, jaki zna uczeń liceum. Jej obecność w programach nauczania uzasadnia między innymi to, że tylko przy jej pomocy można poprawnie wyjaśnić kilka przedstawianych uczniowi zjawisk fizycznych. Zjawiska takie jak efekt fotoelektryczny, efekt Comptona, czy akcję laserową pozna on na lekcjach fizyki dopiero w klasie trzeciej, tj. już po zapoznaniu z podstawami chemii kwantowej. Na lekcji chemii wskazane jest poinformować go o kwantowym charakterze procesów emisji i absorpcji promieniowania i wyjaśnić co to jest stała Plancka. Teoria kwantowa ma charakter postulatyczny, a dedukcja wymaga znajomości skomplikowanego aparatu matematycznego, przez co jej poznanie i stosowanie sprawia trudności nawet na poziomie kształcenia akademickiego. Dla ucznia liceum jej wyniki są jeszcze trudniejsze do zaakceptowania, bo w materiale nauczania brakuje do nich odniesień w świecie zjawisk, zaś pochodzenie wniosków z tej teorii jest dla niego niemożliwe do prześledzenia. Analogie ze świata makro, chętnie stosowane przez autorów podręczników i nauczycieli w innych obszarach nauczania, tutaj nie mogą mieć zastosowania, bo analogii takich nie ma. Z makroskopowych modeli samego kwantowania nie ma pożytku, bo idea kwantowania sama w sobie jest dla licealisty przystępna. Nie rozumie on natomiast przyczyny kwantowania, a ta ma jedynie matematyczne uzasadnienie, niemożliwe do przekazania na tym etapie edukacji. Nauczanie postulatów mechaniki kwantowej oprócz pierwszego, o istnieniu i sensie funkcji falowej, nie ma na tym etapie kształcenia żadnego sensu. Wskazane jest, aby opis **wymaganych** pojęć i koncepcji z obszaru podstaw chemii kwantowej nie był zbyt obszerny i aby zawierał istotne dla rozumowania rysunki i diagramy. Uczeń musi zapamiętać znaczenie stosowanych tutaj pojęć i sporo faktów. W analizowanych podręcznikach opis kwantowy budowy atomu zajmuje od 8 do 37 stron. W większości przypadków jest zbyt obszerny. W niektórych podręcznikach w rozdziałach poświęconych teorii kwantowej można wskazać w tekście dużą ilość błędów merytorycznych (KA).

Jeśli chodzi o przekaz ogólniejszych wniosków z teorii kwantowej dla licealisty, to powinny znaleźć się tutaj informacje o tym, że:

- w opisie elektronu nie można używać wszystkich znanych z fizyki klasycznej wielkości fizycznych (zasada nieoznaczoności)
- traci sens pojęcie trajektorii ruchu, a określić można jedynie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w jakimś obszarze (pojęcie gęstości prawdopodobieństwa jest tu raczej zbyt abstrakcyjne)
- pewne parametry fizyczne elektronu są kwantowane (energia i moment pędu), a inne (położenie i pęd) tworzą kontinuum

W szczegółach muszą być zawarte wszystkie treści obowiązkowe, tj. wynikające z podstawy programowej i wymagań egzaminacyjnych.

W nauczaniu Podstaw Chemii Kwantowej (PChK) modelowanie powinno być ostrożne i wzbogacone o komentarz nauczyciela, bo liczba aktualnie znanych uczniowi pojęć i operacji matematycznych jest niewystarczająca. Na przykład przedstawianie rozkładu gęstości prawdopodobieństwa za pomocą „kropkowania” może prowadzić go do wniosku, że kwantowaniu podlega też położenie elektronu.

Po drugie, liczba zjawisk, dla wyjaśnienia których konieczna jest teoria kwantowa, jest w programach nauczania chemii w liceum niewielka. Najważniejsze z zastosowań teorii kwantowej w liceum to kwantowanie energii elektronów. Widma atomowe pierwiastków, oczywisty i prosty do wyjaśnienia obraz kwantowania energii elektronów w atomach, występują jedynie w podręcznikach K. Pazdro i WSiP. Pozostali autorzy podręczników przedstawiają co prawda kwantowanie energii elektronów w postaci diagramów, ale nie odnoszą ich do żadnych obserwowalnych zjawisk, które byłyby uwiarygodnieniem faktu kwantowania tej wielkości. *Energia jonizacji* pierwiastka nie jest pojęciem zawartym w wymaganiach egzaminacyjnych, stąd niektóre z analizowanych podręczników nie zawierają żadnych informacji o tym ważnym parametrze atomowym. W zadaniach z arkuszy maturalnych pojawiała się zmienność jej wartości, ale jedynie w kontekście korzystania z informacji odczytywanych z wykresu. W dwóch podręcznikach licealnych [WSiP cz. III i Wydawnictwa Operon] znajdują się diagramy przedstawiające zmienność pierwszej energii jonizacji atomów w układzie okresowym, ale w tekście opisany jest trend zmian, natomiast autorzy nie podejmują próby wyjaśnienia nieregularności zmian w przypadku atomów grup 13. i 16. Byłby to dobry, a zarazem stosunkowo prosty przypadek wykorzystania kwantowej teorii budowy atomu i wykazanie jej przydatności, zamiast odwoływania się tylko do elektrostatycznego modelu odłączania ładunku z powierzchni kul o różnych promieniach.

Zastosowanie liczb kwantowych w wymaganiach sprowadza się jedynie do określania ich nazw i podawania wartości liczbowych, bez żadnych związków z fizyką elektronów. Uczeń nie rozumie dlaczego musi to zapamiętać, a nauczyciel nie ma możliwości wskazania jakichś innych niż współczesna postać układu okresowego pierwiastków uzasadnień ich istnienia. Na samym starcie dwa spośród warunków modelu akomodacji nie są spełnione. Trudno jest uczniowi zaakceptować tę teorię, a dostrzec jej efektywność i przydatność w poznawaniu chemii jeszcze trudniej. Jediną motywacją do uczenia się tych zagadnień jest czekający go egzamin.

Według podejścia konstruktywistycznego, uczenie się polega na transferze wiedzy uprzedniej i poprzednich doświadczeń na nowy materiał [Donovan et al., 1999]. „Przedstawiając na lekcji koncepcje naukowe nauczyciel powinien przeanalizować możliwe wstępne wyobrażenia uczniów o temacie (*preconceptions*) planując proces nauczania” [Gorodetsky, Gussarsky, 1990]. W przypadku nauczania PChK można odwoływać się do wiedzy uprzedniej ucznia, ale tylko w tym celu, by przełamać jego dotychczasowe wyobrażenia o mikroświecie. Utrwalenie takiej zmiany koncepcji możliwe jest pod warunkiem, że nowa wiedza będzie przez niego stosowana i nie da się jej zastąpić w tych zastosowaniach tą wcześniejszą. Te programy nauczania i podręczniki, które ograniczają się

tylko do zewnętrznie ustalonego zakresu wiedzy z PChK takiej szansy nie dają, ponieważ wiedza ta ma wówczas bardzo niewiele zastosowań.

Jeśli chodzi o metodologię nauczania w analizowanych podręcznikach zagadnień związanych z energetyką, równowagami i kinetyką reakcji chemicznych, to sprawa przedstawia się całkiem odmiennie. Uczeń posiada już pewną wiedzę wstępną z lekcji fizyki i nie występuje tu konieczność żadnej istotnej zmiany koncepcji. Potrzebne jest rozszerzenie i pogłębienie dotychczasowych. Znajomość pojęć *energia*, *praca*, *ciepło*, *równowaga sił* i *równowaga termiczna*, *prędkość ruchu* są możliwe do wykorzystania lub adaptacji. Najwięcej problemów stwarza nauczanie o równowagach chemicznych, bo te wynikają z praw przyrody natury statystycznej i odpowiednim narzędziem ich opisu jest termodynamika. Brak w licealnym nauczaniu tego narzędzia zmusza autorów podręczników do tworzenia własnych koncepcji opisu równowag. Jest to czasami droga poprzez nadmierne uproszczenia i skróty. Wskazywanie tylko na kinetyczny aspekt stanu równowagi stwarza niebezpieczeństwo mylenia go ze stanem stacjonarnym (ustalonym) i niniejsze badania wykazały, że tak jest. Uznanie stanu układu za stan równowagi, oprócz zrównania niezerowych (!) szybkości przeciwnych procesów, wymaga jeszcze braku przepływu przez układ masy i energii.

Szczególnie niebezpieczne, jeśli chodzi o powstawanie KA, jest wyprowadzanie ogólnej postaci prawa działania mas na podstawie opisu kinetycznego. Stosowanie równań kinetycznych reakcji złożonych dla stanu równowagi powinno budzić u ucznia co najmniej zdziwienie. Po jednej stronie tego równania kinetycznego ma zerową wartość makroskopowej szybkości reakcji, zaś po drugiej wartość różną od zera, bo żadne ze stężeń równowagowych nie jest zerowe. Jeżeli zerową szybkość reakcji w stanie równowagi wyrazimy jako różnicę jednakowych szybkości reakcji w przeciwnych „kierunkach”, to ta metoda nadaje się tylko dla reakcji elementarnych. Dla kinetyki reakcji złożonych istnieją przypadki zerowego rzędu cząstkowego. Ta świadomość powinna prowadzić ucznia do konsternacji, gdy widzi kinetyczne uzasadnienie ogólnej postaci prawa działania mas. Liczba KA w tekstach podręczników i w umysłach uczniów jest tu szczególnie duża.

Sposób wprowadzenia uczniów w energetykę reakcji, a także miejsce w chronologii treści w analizowanych podręcznikach są zróżnicowane. Pierwsza zasada termodynamiki powinna być tu zagadnieniem kluczowym. Daje to możliwość wyraźnego zróżnicowania sposobu wymiany przez układy chemiczne energii na ciepło i pracę. Prawo Hessa jest wówczas przypadkiem szczególnym tego ogólniejszego prawa przyrody. Utożsamianie obu sformułowań prowadzi do zacierania tych różnic i utrudnia właściwą interpretację takich funkcji stanu jak energia wewnętrzna i entalpia. Stąd też autorzy podręczników, a za nimi uczniowie często posługują się zamiennie nierównoważnymi określeniami takimi jak *egzotermiczny*, *egzoenergetyczny*, czy nawet zaczerpniętym z lekcji biologii *egzoergiczny*. Efekty cieplne (energetyczne) łączone są w sposób niezasadny z kinetyką reakcji i trwałością substancji. Braki w opisie podręcznikowym warunków dla których podawane są, lub są obliczane wartości zmian funkcji stanu sprawiają, że przypadki szczególne odbierane są przez ucznia jako ogólne prawa.

Szczegółowe rozwinięcie opisanych wyżej problemów przedstawiono w części badawczej niniejszej pracy.

2.6 Krytyczna analiza treści nauczania chemii objętych badaniami

Zawartość szkolnych podręczników wynika z celów i treści kształcenia określonych przez Ministerstwo Edukacji Narodowej i Sportu w dokumentach takich jak podstawa programowa kształcenia ogólnego (Dz.U. z dnia 9 maja 2002 r. Nr 51) i opracowanych do tej podstawy programowej standardów wymagań egzaminacyjnych. Na podstawie tych dwóch dokumentów tworzone są programy nauczania, a zatwierdzone przez MENiS podręczniki są uszczegółowieniem i rozszerzeniem tych ostatnich. Oba dokumenty przestały być aktualne z dniem 01.09.2014, ale badania do niniejszej pracy przeprowadzono w okresie gdy były one obowiązujące.

Do badań koncepcji alternatywnych uczniów wybrano grupy zagadnień, które występowały w ówczesnych wymaganiach. Są to:

- Opis budowy atomu, ze szczególnym uwzględnieniem pojęć teorii kwantowej.
- Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe.
- Energetykę reakcji chemicznych.
- Równowagi chemiczne i kinetykę chemiczną.

Wszystkie zatwierdzone do użytku szkolnego podręczniki chemii do nauczania w zakresie rozszerzonym muszą wykazywać zgodność z podstawą programową kształcenia ogólnego w liceum ogólnokształcącym, liceum profilowanym i technikum. Dotyczy to zwłaszcza przewidzianych przez ten dokument treści nauczania. Obowiązująca do roku szkolnego 2013/2014 podstawa programowa jest dość lakoniczna. Jej literalny zapis dotyczący grupy zagadnień wskazanych we wstępie obejmuje:

1. Współczesny model budowy atomu – elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym. Izotopy. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna.
2. Układ okresowy pierwiastków. Zależność pomiędzy budową atomów a właściwościami pierwiastków i ich położeniem w układzie okresowym. Alotropia pierwiastków.
3. Wiązania jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane i koordynacyjne. Zależność pomiędzy właściwościami związków chemicznych a ich budową.
4. Równowaga chemiczna. Stała równowagi. Reguła przekory.
5. Szybkość reakcji chemicznych. Rząd reakcji.
6. Reakcje endo- i egzoenergetyczne. Katalizatory i przykłady reakcji katalitycznych.

Skrótowy, operujący jedynie hasłami, zapis tych treści jest uzupełniony w sylabusie maturalnym, gdzie treści nauczania są rozszerzone i przypisano im szczegółowe wymagania.

Wymagania te podzielono na trzy obszary:

I. Wiadomości i rozumienie II. Korzystanie z informacji III. Tworzenie informacji

W każdym z tych obszarów wymagania podzielono według standardów.

Jak w każdym rodzaju dokumentu państwowego, który ma porządkować jakąś dziedzinę życia (w tym wypadku edukację chemiczną), można w wymaganiach egzaminacyjnych znaleźć luki i niedopowiedzenia. Pozostawia to autorom programów swobodę interpretacyjną, a u uczących się pod kątem przyszłego egzaminu budzą niepewność i niepokój. Pewne zagadnienia i pojęcia, które nie są zapisane w wymaganiach maturalnych pojawiały się w zadaniach w arkuszach maturalnych. Na przykład określenie typu mechanizmu w reakcji związków organicznych wymaga od zdającego konkretnej wiedzy (wymaganie to jest obecne w zadaniach z kilku arkuszy maturalnych), podczas gdy o samych mechanizmach reakcji nie ma żadnej wzmianki, ani w omawianej podstawie programowej, ani w wymaganiach egzaminacyjnych. Tym niemniej opis mechanizmów reakcji występuje w kilku analizowanych podręcznikach i niektórzy nauczyciele poruszają na swoich lekcjach to zagadnienie, aby ukazać uczniom logikę chemii organicznej. Pragmatyka egzaminu maturalnego z chemii zmusiła pozostałych nauczycieli do uwzględnienia rodzajów mechanizmów reakcji w realizowanych tematach lekcji.

W poniższych trzech podrozdziałach przedstawiono najważniejsze fakty, pojęcia, prawa, które muszą wystąpić w podręcznikach, bo wynikają z rozporządzeń oraz takie, które występują lub powinny w nich wystąpić ze względu na logikę wykładu, spójność przekazu lub potrzebę uwiarygodnienia pewnych treści (*), związane z zamieszczonym zaplanowanym obszarem badań. Podobnie jest z wymaganiami sformułowanymi w formie operacyjnej. Te z nich, które nie pojawiają się w podstawie programowej ani w sylabusie, oznaczono gwiazdką (*) i są propozycją autora pracy. Ich uwzględnienie w treściach podręcznika może pomóc odbiorcy w lepszym zrozumieniu pewnych zagadnień, w dostrzeżeniu możliwości wykorzystania przedstawionej wiedzy i ułatwić jej integrowanie.

2.6.1. Budowa atomu i wiązania chemiczne

Jądro atomowe

Pojęcia, zjawiska, prawa:

- Jądro (nuklid^{*}), nukleony, liczby atomowa i masowa – rozpoznawanie tych parametrów w zapisie symbolicznym i określanie ich sensu fizycznego.
- Siły jądrowe i energia wiązania nukleonu w jądrze^{*}. Naruszenie prawa zachowania masy w procesach jądrowych (wzór Einsteina) ^{*}.
- Izotopy pierwiastka – właściwości chemiczne i fizyczne.
- Rozpad jądra jako proces stochastyczny i szybkość takiego rozpadu^{*}.
- Szybkość rozpadu promieniotwórczego (aktywność promieniotwórcza^{*}) - jej uwarunkowania i konsekwencje, czas połowicznego zaniku (rozpadu) i jego związek ze stałą szybkości^{*} rozpadu.
- Jonizacja i zdolność jonizująca promieniowania jądrowego^{*}.
- Promieniotwórczość sztuczna (w ww. dokumentach nie określono pojęć związanych z tym hasłem). Proponowane pojęcia^{*}: pozyton, antycząstka, reakcja jądrowa, fuzja jądrowa, rozszczepienie jądra.
- Rozpady α i β . Natura promieniowania γ . Wpływ promieniowania jądrowego na komórki biologiczne.
- Parametry niestabilnych jąder atomowych^{*}.
- Zasady zachowania ładunku i liczby nukleonów w procesach jądrowych.
- Metody detekcji promieniowania jądrowego^{*}. Absorpcja promieniowania jądrowego przez materię^{*}. Aktywność promieniotwórcza, a moc jądrowego źródła energii^{*}.
- Niektóre zastosowania radioizotopów – energetyka, medycyna, technika, broń jądrowa.

Wiedza i umiejętności ucznia. Uczeń:

- Określa skład jądra atomowego na podstawie zadanych parametrów.
- Wskazuje spośród wymienionych nuklidów te, które są nietrwałe^{*}.
- Zapisuje równania procesów jądrowych.
- Klasyfikuje procesy jądrowe.
- Przeprowadza proste obliczenia związane z czasem połowicznego zaniku.
- Wyjaśnia niektóre zastosowania promieniotwórczości i wskazuje możliwości ochrony przed promieniowaniem radioaktywnym.
- Przelicza masę na energię i energię na masę^{*}.

Kwantowomechaniczny opis elektronów w atomie.

Pojęcia, zjawiska i prawa:

- Dualizm korpuskularno - falowy promieniowania i cząstek, foton, stała Plancka, związek pędu z długością fali, energia kwantu promieniowania, (widmo atomowe)^{*}.
- Dyfrakcja elektronów, efekt fotoelektryczny, jonizacja, absorpcja i emisja fotonu^{*}, energia fotonu^{*}.
- Zasada nieoznaczoności, wielkości kwantowomechaniczne elektronu – energia, wartość liczbowa momentu pędu i wartość jednej jego z jego składowych, spin elektronu i moment magnetyczny elektronu^{*}.
- Równanie falowe (wzmianka o pojęciu) dla elektronu i jego rozwiązania: orbitale atomowe jako funkcje współrzędnych elektronu, radialna i kątowa część funkcji falowej^{*}, interpretacja Borna funkcji falowej, energia i moment pędu elektronu, spin elektronu i spin całkowity atomu, liczby kwantowe elektronu, stan elektronu w atomie

i sposób jego określania, elektrony niesparowane, obszar orbitalny jako w przybliżeniu najmniejsza przestrzeń istotnej gęstości ładunku elektronowego, symetria obszarów orbitalnych typu s i p, kolejność energetyczna orbitali, zakaz Pauliego, zasada zabudowy i reguła Hunda, podpowłoki i powłoki elektronowe, stan podstawowy i stany wzbudzone atomu, konfiguracja elektronowa atomu a układ okresowy, bloki konfiguracyjne s, p i d, (zmiennosc energii elektronów walencyjnych w układzie okresowym, efekt ekranowania jądra)*, moment magnetyczny atomu a spin całkowity*.

- Parametry atomowe: masa atomowa, promień atomu*, energia jonizacji*, powinowactwo elektronowe* - zmienność tych parametrów w układzie okresowym.
- Prawo okresowości: izomorfizm współczesnej wersji układu okresowego z budową atomu, zależność wybranych parametrów atomów (pierwiastków) od liczby atomowej.

Wiedza i umiejętności ucznia. Uczeń:

- Wyjaśnia znaczenie poznanych pojęć, przebieg zjawisk, treść i uwarunkowania praw.
- Oblicza*: na podstawie pędu cząstki długość fali materii, energię fotonu na podstawie częstotliwości promieniowania lub długości fali oraz dokonuje przeliczeń w odwrotnym kierunku.
- Wymienia: wielkości kwantowomechaniczne elektronu i określa jak wygląda opis jego stanu kwantowomechanicznego, parametry określające energię elektronu w atomach.
- Na podstawie symetrii obszaru orbitalnego rozpoznaje orbitale typu s i p.
- Orbitalom typu s, p i d, oraz elektronom tych orbitali przypisuje sensowne wartości liczb kwantowych oraz określa związek liczb kwantowych ze stanem elektronu.
- Określa na podstawie układu okresowego: kolejność energetyczną orbitali w atomie, liczbę elektronów walencyjnych, liczbę obsadzonych elektronami orbitali, podpowłok i powłok, liczbę niesparowanych elektronów.
- Zapisuje konfiguracje elektronowe atomów o $Z < 41$.
- Określa trendy zmian w okresach i grupach układu okresowego: promieni atomowych, energii jonizacji* i powinowactwa elektronowego*.

Wiązania chemiczne a właściwości substancji. Siły międzycząsteczkowe.

Pojęcia, zjawiska, prawa:

- Wiązanie kowalencyjne jako efekt oddziaływania elektronów walencyjnych z dwoma jądrami, model Lewisa (reguła helowca) jako przybliżenie, wzór elektronowy cząsteczki, wzory rezonansowe*, wiązania homo- i heteroatomowe, cząsteczka, łączenie izolowanych atomów jako proces z wydzielaniem energii, energia wiązania, elektroujemność wg Paulinga i Mullikana, polaryzacja wiązań kowalencyjnych i ładunki cząstkowe atomów w cząsteczce, moment dipolowy wiązania i cząsteczki, oddziaływania par elektronowych atomu centralnego – model VSEPR, kształty cząsteczek i jonów wieloatomowych, niewiążące pary elektronowe (i ich znaczenie dla chemizmu cząstek)*.
- Zarys teorii orbitali molekularnych:, hybrydyzacja orbitali atomowych, orbitale molekularne i ich symetria, wiązania σ i wiązania π , delokalizacja wiązań π , (ekspansja powłoki walencyjnej u pierwiastków okresów 3 i dalszych)*, wiązania koordynacyjne.
- Wiązanie metaliczne: elektrony swobodne, cechy wiązania metalicznego a właściwości metali, molowa energia sublimacji metali jako miara energii wiązania metalicznego*.

- Wiązanie jonowe:, kryształy jonowe, stopień jonowości wiązania, promienie jonowe i okresowość ich zmian, energia sieci jonowej*, właściwości związków jonowych – podobieństwa (i różnice)*.
- Oddziaływania międzycząsteczkowe (Van der Waalsa): dipol – dipol, siły dyspersyjne indukcja elektryczna*, polaryzowalność atomów i cząsteczek*. Wiązania wodorowe i znaczenie tego typu oddziaływań dla właściwości substancji (rozpuszczalność w wodzie, temperatury topnienia i wrzenia).
- Kryształy i substancje stałe amorficzne.
- Dysocjacja jonowa w roztworach wodnych, hydratacja jonów, akwakompleksy*.

Wiedza i umiejętności ucznia. Uczeń:

- Wyjaśnia znaczenie poznanych pojęć, opisuje podstawowe założenia modeli teorii wiązań i oddziaływań międzycząsteczkowych.
- Zapisuje wzory elektronowe cząsteczek i jonów złożonych, oraz stosuje model VSEPR do określania ich geometrii, odróżnia na podstawie budowy cząsteczki o zerowym i niezerowym momencie dipolowym, (określa na podstawie budowy elektronowej właściwości kwasowo-zasadowe cząsteczki)*.
- Proponuje typ hybrydyzacji orbitali atomu centralnego wskazanej cząsteczki lub wieloatomowego jonu.
- Przewiduje na podstawie składu chemicznego substancji dominujący typ wiązania chemicznego oraz jej podstawowe właściwości.
- Porównuje wartości energii oddziaływań międzycząsteczkowych na podstawie ich rodzaju, ocenia i uzasadnia różnice temperatur topnienia i wrzenia wskazanych związków chemicznych.
- Określa trendy zmian w układzie okresowym elektroujemności pierwiastków i ich promieni jonowych. Ustala relacje między promieniami atomu i jego jonu.

2.6.2. Energetyka reakcji chemicznych

Pojęcia, zjawiska, prawa:

- Stan układu, układ otwarty, zamknięty i izolowany, parametry stanu: intensywne i ekstensywne, zależne i niezależne. Równanie stanu układu (gaz doskonały).
- Procesy: odwracalne i nieodwracalne, izotermiczne, izobaryczne, izochoryczne, adiabatyczne, cykliczne.
- I zasada termodynamiki. Energia wewnętrzna, praca i jej rodzaje, ciepło, funkcja stanu, entalpia.
- Prawo Hessa – ciepło jako funkcja stanu. Stan standardowy substancji, standardowe molowe entalpie tworzenia i spalania, energia wiązania (i energia sieci)*, standardowa entalpia reakcji, równanie termochemiczne.
- Reakcje endo- i egzotermiczne.
- Pomiar efektu cieplnego*.

Wiedza i umiejętności ucznia. Uczeń:

- Wyjaśnia znaczenie poznanych pojęć, przebieg zjawisk, treść i uwarunkowania praw.
- Określa parametry opisujące stan zdefiniowanego układu (substancji: gazowej, ciekłej i stałej: mieszaniny jednorodnej i niejednorodnej), wskazuje parametry intensywne i ekstensywne.
- Definiuje stan standardowy wskazanych i znanych mu substancji czystych.
- Interpretuje jakościowo i ilościowo równania termochemiczne.
- Oblicza na podstawie entalpii tworzenia, spalania i energii wiązań efekty cieplne reakcji.
- Porównuje energię wewnętrzną i entalpię reakcji.
- Określa znaki entalpii procesów jonizacji atomów, powinowactwa elektronowego niemetalu, energii wiązań, przemian stanów skupienia.

2.6.3. Kinetyka reakcji i równowagi chemiczne

Pojęcia, zjawiska, prawa:

- Szybkość reakcji chemicznej. Reakcje: fotochemiczne, elektrochemiczne, katalityczne. Katalizator, inhibitor, enzymy.
- Czynniki warunkujące szybkość reakcji w układach homogenicznych i heterogenicznych. Zależność jakościowa szybkości reakcji od: temperatury, stężeń, katalizatorów, inhibitorów, natężenia światła, natężenia prądu, stopnia rozdrobnienia substancji stałych, mieszania.
- Równanie kinetyczne, stała szybkości reakcji, rząd reakcji, czas połowicznego zaniku substratu^{*}.
- Droga reakcji, profil energetyczny reakcji, mechanizm reakcji, etap limitujący szybkość reakcji, cząsteczkowość reakcji, reakcje proste i złożone, energia aktywacji, kompleks aktywny, produkt przejściowy.
- Teoria zderzeń, rozkład energii w gazie doskonałym^{*}, zderzenia aktywne.
- Reakcje odwracalne i nieodwracalne - warunki odwracalności procesu, dynamiczny charakter równowagi chemicznej, katalizatory a stan równowagi, stan równowagi a stan stacjonarny (ustalony).
- Wolne rodniki, reakcje łańcuchowe.
- Prawo działania mas (prawo równowag).
- Stała stężeniowa równowagi i sens jej wartości liczbowej, jakościowa zależność stałej równowagi od temperatury. Stała dysocjacji kwasu i zasady, iloczyn jonowy wody i iloczyn rozpuszczalności jako przypadki stałych równowag.
- Reguła przekory jako wniosek z prawa działania mas^{*}, sterowanie stanem równowagi.
- Równowagowy stopień przereagowania substratu, w tym stopień dysocjacji jonowej.
- Reakcje kontrolowane kinetycznie i termodynamicznie^{*}, produkt główny reakcji.

Wiedza i umiejętności ucznia. Uczeń:

- Wyjaśnia znaczenie poznanych pojęć, oraz przebieg zjawisk i uwarunkowania praw.
- Określa na podstawie równania kinetycznego rząd reakcji, oraz wpływ zmiany stężeń substratów na szybkość reakcji, ustala równanie kinetyczne na podstawie szybkości początkowych reakcji.
- Określa jakościowo wpływ zmiany wskazanego parametru na szybkość reakcji. Na podstawie reguły przekory, lub prawa działania mas, określa wpływ zmiany parametrów układu na położenie stanu równowagi i wartość stałej równowagi.
- Uzasadnia wpływ zmiany temperatury na szybkość reakcji w układach gazowych.
- Przedstawia i interpretuje wykresy zależności od czasu stężeń, oraz szybkości reakcji prostej i odwrotnej.
- Wskazuje na profilu energetycznym reakcji energię aktywacji i entalpię reakcji w obu kierunkach.
- Zapisuje na podstawie równania termochemicznego homo- i heterogenicznej reakcji prawo działania mas.
- Oblicza na podstawie podanych informacji skład mieszanin równowagowych i stopień przereagowania.
- Oblicza na podstawie składu ilościowego mieszanin równowagowych stałą równowagi, oraz interpretuje jej wartość. Na podstawie wartości stałej dysocjacji szereguje zasady i kwasy wg kryterium zmiany ich mocy.
- Określa optymalne warunki prowadzenia wskazanych reakcji ze względów kinetycznych i termodynamicznych^{*}.

Poniżej przedstawiono uzasadnienie ważniejszych propozycji uzupełnień treści i wymagań w powyższych podrozdziałach.

Zaproponowane w części 2.6.1. *równanie kinetyczne* dla rozpadu promieniotwórczego, bardzo proste do uzasadnienia, a po włączeniu w zagadnienia kinetyki chemicznej pozwala dostrzec analogie równań, i ich rozwiązań, a zatem integrować wiedzę z tego zakresu. Czas połowicznego zaniku radioizotopu jest przedstawiany w podręcznikach bez określania jego związku ze *stałą rozpadu*. Pierwszy z tych parametrów kinetycznych odnosi się także do substratów reakcji chemicznych. Przeniesienie czasu połowicznego zaniku na reakcje chemiczne w zadaniach maturalnych było tylko kwestią czasu. Brak zintegrowania kinetyki rozpadu z wprowadzaną później kinetyką chemiczną może prowadzić do KA. Oto przykład. Na egzaminie maturalnym w maju 2015 (stara podstawa) autor zadania 13 podając wartość stałej szybkości reakcji pierwszego rzędu oraz wyniki pomiaru zmian stężenia w czasie, nie uwzględnił faktu, że są one ze sobą jednoznacznie związane, stąd na pytanie o wartość czasu połowicznego zaniku substratu w tym zadaniu można podać dwie bardzo różniące się odpowiedzi. Brakuje w podręcznikach związku masy z energią i kinetycznego uwarunkowania mocy źródła promieniowania. Nie daje to możliwości rachunkowych oszacowań. Innym zaniechaniem jest ignorowanie wartości liczbowej stałej Plancka i związanych z tą stałą obliczeń. Oprócz zasady nieoznaczoności należałoby zamieścić związek energii i pędu fotonu z długością fali (częstotliwością). Informacje te są istotne dla zrozumienia obecnych w treściach programowych uwarunkowań reakcji fotochemicznych. Brakuje też w podręcznikach informacji o sposobach detekcji promieniowania jądrowego i wyjątkowej czułości takich metod.

W wymaganiach dotyczących budowy elektronowej atomu jednymi z częstszych zadań są te, w których pojawia się liczba niesparowanych elektronów. Oprócz reguły Hunda i definicji wolnego rodnika, parametr ten nie ma w treściach większości podręczników żadnych związków z chemią czy fizyką. Uzupełnienie o informację, że z niezerowym spinem elektronowym związany jest trwały moment magnetyczny, pozwoliłby kojarzyć ten fakt z paramagnetyzmem substancji, a w perspektywie z dalszymi tego konsekwencjami. Określanie stanu elektronu wyłącznie poprzez zestaw liczb kwantowych, bez związku z energią elektronów i radialną częścią funkcji falowej jest niewątpliwą przyczyną KA w obszarze objętym niniejszymi badaniami. Wskazane byłoby, ze względu na powszechne problemy z określaniem zmienności promienia atomowego w okresach, wprowadzenie w opisie atomu pojęcia *ekranowania pola jądra atomowego* przez elektrony rdzenia.

Polecenie przedstawienia wzoru elektronowego cząsteczek na podstawie sztywnej reguły oktetu i jednocześnie stawianie pytania o liczbę wiązań π , wiązań koordynacyjnych i wolnych par elektronowych jest pospolitym przykładem braku profesjonalizmu. Cząsteczki mogą mieć kilka reprezentacji różniących się w zapisie struktury, z których każda jest poprawna, a prowadzą do różnych odpowiedzi. Wzory *rezonansowe* powinny być przedmiotem nauczania, bo zapisy wzorów elektronowych, w których takie same atomy peryferyjne połączone są z tym samym atomem centralnym w inny sposób, musi budzić u ucznia wątpliwości.

W obszarze oddziaływań międzycząsteczkowych charakterystyka sił dyspersyjnych (określane w podręcznikach zazwyczaj jako siły van der Waalsa) jest niewystarczająca do zrozumienia i wyjaśniania różnicy właściwości. Właściwie w większości podręczników jest ona żadna, a wiązanie wielkości tych sił z masą cząsteczek, gdy są one natury elektromagnetycznej, jest niepoprawne z fizycznego punktu widzenia. Wskazane byłoby wprowadzenie pojęcia *polaryzowalności* w opisie jakościowym oraz wyjaśnienie, jak wartość tych sił warunkują wielkość i kształt cząsteczek.

W wypadku zagadnień przedstawionych w części 2.6.2 pojęcie dodatkowe „*energia sieci*” nie tylko umożliwia prowadzenie obliczeń termodynamicznych dla reakcji z udziałem

związków jonowych. Pozwala na wyjaśnienie dlaczego znaczna część związków jonowych jest nierozpuszczalna w wodzie. Na podstawie wartości energii sieci można też w prosty sposób wyjaśniać różnicowanie innych właściwości związków jonowych. Jego obecność w podręczniku wymusza na autorze taki sposób opisu wiązania jonowego, który podkreśla kolektywny charakter tego oddziaływania, a nie jak spotykane niekiedy rysunki przedstawiające najmniejszy zespół jonów o sumarycznym zerowym ładunku elektrycznym. Zapewne to taki model jest przyczyną KA w rodzaju „cząsteczka związku jonowego”, czy „trzy wiązania jonowe” w AlF_3 . Tylko jeden z podręczników zawiera opis pomiaru efektu cieplnego. Brak odniesień do doświadczalnej strony termochemii, gdy istnieją możliwości integrowania wiedzy z fizyki, zubaża poznanie tej części omawianych zagadnień.

W odniesieniu do treści zawartych w części 2.6.3. koniecznym jest wyjaśnienie, czym różni się stan równowagi od *stanu stacjonarnego*. Wskazują na to wyniki badań przedstawione w tej pracy. Dla zrozumienia uwarunkowań szybkości reakcji należałoby przedstawić jakościowo jak wygląda *rozkład energii w gazie doskonałym* i jak zmienia się on ze zmianą temperatury. Ze względu na pewne potrzeby w obszarze zagadnień chemii organicznej, np. wskazania produktu głównego reakcji, dobór przykładów reakcji gdzie równocześnie omawia się ich uwarunkowania kinetyczne i termodynamiczne mógłby być bardziej staranny. Ukazywanie związków teorii chemicznych z praktyką, taką jak różnego rodzaju ważne syntezy chemiczne, pozwala dostrzec znaczenie tych często abstrakcyjnych dla ucznia zagadnień i ułatwić mu uczenie się przez zrozumienie.

2.7. Przegląd badań nad koncepcjami alternatywnymi w zakresie wybranych treści programowych

Szczególnie duża liczba badań odnosi się do KA będących przedmiotem niniejszej pracy, ponieważ zagadnienia te są w pewnej części wspólne w nauczaniu chemii i fizyki. Dlatego konieczne było dokonanie ich wyboru i w związku z tym ograniczono się do najważniejszych pozycji literaturowych, podzielonych na trzy grupy zagadnień, odpowiednio do zagadnień będących przedmiotem badań w niniejszej pracy.

Budowa materii, wiązania chemiczne i siły międzycząsteczkowe

Jedynym rodzajem opisu, który pozwala wyjaśnić zachowanie elektronów w atomach i cząsteczkach jest opis kwantowo-mechaniczny. Mechanika kwantowa (MK) ze względu na abstrakcyjny charakter występujących tu pojęć i praw oraz trudności związane z interpretacją wyników stwarza szczególne problemy uczącym się. Poprawne posługiwanie się tą teorią wymaga odpowiedniego przygotowania od strony matematycznej i szczególnych predyspozycji uczącego się. Warunki takie zapewnia jedynie uniwersytecki kurs fizyki, co wcale nie oznacza, że wśród fizyków KA tu nie występują. Amerykański fizyk Styer (1996), opisał 15 pospolitych, i jego zdaniem istotnych KA, które zaobserwował w podręcznikach akademickich, u swoich studentów, u kolegów fizyków, i które jak szczerze wyznał sam kiedyś podzielał. Większość z nich związana jest z interpretacją pojęć MK. W innych dyscyplinach, gdzie znajomość teorii kwantowej sprowadza się do wykorzystywania wynikających z niej wniosków, sposób posługiwania się jej pojęciami i sposób argumentacji mogą być dla eksperta z tej dziedziny nie do przyjęcia. Wskazane byłoby wypracowanie akceptowalnego przez fizyków sposobu popularyzacji teorii kwantowej, bo nauczania jej elementów już na niższych poziomach edukacji nie da się obecnie uniknąć.

Orbitale atomowe i molekularne należą do treści chemicznych nauczanych w szkołach średnich w wielu krajach. Wielu dydaktyków jest przeciwnych nauczaniu tych zagadnień na tym etapie edukacji (Bent, 1984; Berry, 1986; Ogilvie, 1990; Gillespie, 1991; Hawkes, 1992; Shiland, 1995). Zwolennicy nauczania koncepcji kwantowych w szkołach średnich, np. Morwick, (1979) są w mniejszości, ale przedstawiają więcej argumentów oraz wskazują co i w jaki sposób powinno być uczniom przedstawione. Zdaniem Paulinga (1983) podręczniki chemii dla szkół średnich i wczesnego etapu akademickiego kształcenia zawierają zbyt złożone teorie, które nie pozwalają na prostą i zrozumiałą interpretację wielu zjawisk. Według tego autora teorię orbitali molekularnych można zastąpić prostszą teorią wiązań walencyjnych, która równie efektywnie wyjaśnia strukturę cząsteczek, a przy tym nie rezygnuje z pewnych kwantowych wyobrażeń.

Posługiwanie się na etapie szkoły średniej arbitralnie zmodyfikowanymi terminami chemii kwantowej prowadzi do chaosu pojęciowego w umysłach nie tylko uczniów, ale i nauczających. W wyobrażeniu włoskich uczniów (Cervellati i Perugini, 1981) orbitale atomowe utożsamiane są z poziomami energetycznymi, lub z orbitami. We Francji Cross ze współautorami (1986) stwierdzili, że większość kończących szkołę uczniów nadal posługuje się mechanistycznym modelem atomu, gdzie elektrony poruszają się po orbitach o określonym promieniu. Podobne rezultaty uzyskał Mashhadi (1994) w Anglii. Taber (1997) stwierdził, że część uczniów poznających chemię na poziomie A (*advanced*) używa zamiennie pojęć orbitale, powłoki i orbity, myli powłoki z podpowłokami i utożsamia te pojęcia z poziomami i podpoziomami energetycznymi. Tsapalis (1997a/b) analizując wyniki egzaminu z chemii kwantowej u greckich studentów stwierdził występowanie u większości z nich trudności w opisywaniu orbitali atomowych i molekularnych oraz nieświadomość przybliżonego charakteru orbitali w atomach wieloelektronowych. O myleniu przez uczniów z Australii powłoki elektronowej z chmurą elektronową piszą Harrisom i Treagust (2000). Mechanistyczne wyobrażenie elektronów w atomach w rodzaju: „elektrony poruszają się wokół jądra po określonych orbitach”, czy „elektron jest zawsze cząstką”, stwierdzono u

angielskich studentów fizyki pierwszego i drugiego roku, przed rozpoczęciem kursu mechaniki kwantowej (Ireson, 2001). Vokos ze współautorami (2000) przeprowadzili badania stanu wiedzy z fizyki kwantowej na temat dualizmu falowo korpuskularnego wśród amerykańskich 17 – 21-latków i stwierdzili, że większość z nich niewiele z tej idei rozumiała. Taki stan wiedzy o atomach przy przejściu do teorii wiązań chemicznych prowadzi do kolejnych KA.

Problemy z uproszczonym opisem kwantowym wiązań kowalencyjnych wynikają z niepoprawnego rozumienia pojęcia orbital. W rozumieniu wielu uczniów w cząsteczkach nadal występują orbitale atomowe. Dla niektórych z nich w cząsteczce benzenu występują dwa orbitale pi w kształcie hamburgera, a wzory rezonansowe cząsteczek obrazują oscylacje wiązań (Taber, 2000), zaś delokalizacja w graficie dotyczy atomów, a nie wiązań (Tan i Treagust, 1999).

Według Fleminga (1994) większość KA uczniów w zakresie wiązań chemicznych wynika ze sposobu nauczania. W szkołach średnich, przy niedostatkach wiedzy z obszaru MK, opiera się ono na prostych modelach. Najczęściej jest to mocno już archaiczna teoria wiązań Lewisa, dla wielu przypadków związków chemicznych obecnych w szkolnych programach nieprzydatna, a przy tym prowadząca do licznych KA (Stranges, 1981; Taber, 2000). Posługiwanie się w opisie wiązań pojęciem siły i prezentacja materialnych modeli cząsteczek sprawiają, że niektórzy uczniowie wyobrażają je jako coś w rodzaju sprężyny czy kleju (Wightman i inni, 1986; Harrisom i Treagust, 2000). W Portugalii (Pereira i Pestana, 1991) i w Kanadzie (Griffith i Preston, 1992) uczniowie szkół średnich uważali, że wiązanie O-H w cząsteczce wody ma większą długość gdy woda jest w stanie gazowym, niż gdy jest w stanie stałym. Nicoll (2001) w obszernym raporcie na temat rozlicznych KA amerykańskich uczniów dotyczących wiązań chemicznych wymienia między innymi mylenie rodzajów wiązań z siłami międzycząsteczkowymi (wiązania wodorowe) lub grupami funkcyjnymi (np. wiązanie glikozydowe), czy przypisywanie pochodzenia wiązań kowalencyjnych przyciąganiu elektronów. Wyniki szczegółowych badań nad nieporozumieniami związanymi z hybrydyzacją orbitali atomowych wśród przyszłych tureckich nauczycieli chemii przedstawia praca Nakiboglu (2003).

Energetyka reakcji chemicznych

Problemy z określaniem i interpretacją efektów energetycznych reakcji u polskich uczniów pojawiają się już na początkowym etapie nauczania chemii (Kuśmierczuk, Reder, 1999), a dalsze trudności mają miejsce w liceum (Kuśmierczuk, 2010 a/b/c). Koncepcje alternatywne dotyczące energetyki reakcji chemicznych występują u uczących się nawet na poziomie uniwersyteckim. Wśród uczniów częstym przypadkiem jest utożsamianie ciepła z temperaturą (Erickson, 1979, 1980; Harisson, Grayson & Treagust, 1999; Kesidou & Duit, 1993; Niaz 2000, 2006; Paik et al., 2007, Leo & Zadnik, 2001). Inne badania wskazują na trudności uczniów z określeniem czy reakcja jest egzotermiczna, czy endotermiczna. Jeżeli do jej zapoczątkowania konieczne jest podgrzanie substratów, lub do podtrzymania jej przebiegu utrzymywanie wysokiej temperatury, to w powszechnym przekonaniu jest ona endotermiczna (Boo, 1998; De Vos i Verdonk, 1986). Thomas i Schwenz (1999) oraz Johnstone ze współautorami (1977a) wykazali w swoich badaniach, że w przekonaniu wielu uczniów reakcje endotermiczne nie mogą być samorzutne, a jeżeli reakcja zachodzi bez potrzeby ogrzewania, to jest ona egzotermiczna. Wiązanie efektu cieplnego reakcji z energetyką wiązań jest obszarem bardzo licznych KA. Boo (1998) w swoich badaniach ustalił, że uczniowie uważają proces zrywania wiązań za egzotermiczny, zaś do ich utworzenia konieczne jest dostarczenie energii. Barker i Millar (2000) stwierdzili, że połowa z przebadanych brytyjskich uczniów, nawet po poinstruowaniu uważała, że tworzenie wiązań jest procesem endotermicznym.

Umiejętności uczniów w zakresie termochemii sprowadzają się do rozwiązywania zadań o charakterze algorytmicznym. Znacznie gorzej jest z rozumieniem samych koncepcji. Według badań Cooper i Klymkowsky (2013) problemy w tym obszarze wynikają w dużym stopniu z braku spójnego interdyscyplinarnego traktowania tej problematyki. Wśród przyczyn problemów z energetyką chemiczną wymieniają: 1) sposób w jaki biolodzy mówią o energetyce reakcji chemicznych (podobnie jak mówi się o tym w życiu codziennym), 2) makroskopowe podejście do pojęć związanych z energią, które jest typowe dla fizyki, 3) brak w podręcznikach chemii wskazania jawnych związków z energetyką na poziomie molekularnym i makroskopowym.

Interpretacja pomiarów kalorymetrycznych również sprawia uczniom trudności, ponieważ mają oni problemy z identyfikacją układu i otoczenia, przez co błędnie stosują zasadę bilansu cieplnego (Cohen & Ben – Zvi, 1982; Greenbowe & Meltzer, 2003).

Statyka i kinetyka chemiczna

Hildebrand (1946) już ponad siedemdziesiąt lat temu stwierdził, że pomimo wysiłków z jego strony, problematyka równowag chemicznych wciąż sprawiała trudności jego studentom. Jako zasadniczą przyczynę wskazał złożoność występujących tu zagadnień. 100 losowo wybranych nauczycieli z Wisconsin (Finley, Stewart & Yaroch, 1982) uważa równowagi chemiczne za najtrudniejsze tematy do nauczania. Taką samą opinię przedstawili Berquist i Hekkinen (1990) badający związane z tą tematyką KA uczniów i nauczycieli.

Zrozumienie zagadnień związanych z równowagami wymaga łączenia wiedzy z różnych obszarów (termodynamiki, kinetyki, struktury materii, etc.) i w dodatku na poziomach makroskopowym, submikroskopowym i symbolicznym (Quilez, 2008). Wiedza o równowagach pozwala unifikować i integrować różne treści chemiczne nauczane zazwyczaj w oderwaniu od siebie, takie jak reakcje kwasowo - zasadowe, reakcje utleniania i redukcji, estryfikacja, hydroliza, powstawanie związków kompleksowych, strącanie osadów, rozpuszczalność i inne. Jako zagadnienie o tak dużym znaczeniu dla poznania chemii jest od dawna obecne w programach nauczania na poziomie szkoły średniej w większości krajów. Badania nad pojmowaniem koncepcji związanych z równowagami zarówno wśród uczniów, jak i nauczycieli podjęto najwcześniej, a liczba krajów w których je przeprowadzono i opracowań naukowych jest tu największa. Z powodu bardzo dużej liczby artykułów poświęconych tej tematyce cytowane odwołania dotyczą jedynie wybranych, najważniejszych pozycji. Z kolei kinetyka to obszar gdzie takich opracowań jest stosunkowo niewiele. Połączenie tych dwóch dziedzin chemii fizycznej w jednym rozdziale i w jednym teście badawczym niniejszej pracy wynika stąd, że autorzy podręczników w opisie równowag używają argumentacji kinetycznych, a oba aspekty reakcji chemicznych – kinetyczny i termodynamiczny są łączone ze sobą w nieuprawniony sposób, a zatem część KA powstaje na styku tych dwóch zagadnień.

Większość uczniowskich problemów z poprawnym rozumieniem koncepcji równowagi reakcji przedstawiono w wynikach badań takich autorów jak Berquist i Heikkinen (1982), Hackling i Garnett (1985), Garnett i współautorzy (1995), Banerjee i Power (1991), Quilez-Pardo i Solaz- Portoles (1995), Tyson i Treagust (1999), Van Driel i Gräber (2002), Kousathana i Tsaparlis (2002). O trudnościach związanych z przewidywaniem przesunięć równowag pod wpływem zmiany parametrów układu traktują artykuły autorstwa Hackling i Garnett (1985), Banerjee (1991), Hameed i współautorzy (1993), Quilez-Pardo i Solaz-Portoles (1995), Furio i współautorzy (2000), Voska i Heikkinen (2000), Chiu i współautorzy (2002), Kousathana i Tsaparlis (2002), Akkus i współautorzy (2003) oraz Quilez (2004). Niektórzy z autorów zajmują się trudnościami wynikającymi z niewłaściwego rozumienia przez uczniów słownictwa związanego z równowagami i stosowanej do ich przedstawienia notacji (Larcher, 1994; Evrard i współautorzy 1995; Pedrosa i Dias, 2000). Wielu autorów proponuje sposoby nauczania o równowagach, oraz metody i techniki pracy z uczniami, na

przykład uczenie się we współpracy, czy poprzez symulacje komputerowe (Russell i współautorzy, 1997; Stieff i Wilenski, 2003; Wheeler i Kass, 1978; Gussarsky i Gorodetsky, 1980; Banerjee i Power, 1991; Niaz, 1998; Van Driel i współautorzy, 1998; Hameed i współautorzy, 1993; Chiu, 2002), które mają ograniczyć ilość KA.

W artykułach różnych autorów opisujących uczniowskie pojmowanie stanu równowagi i szybkości reakcji wymieniane są często te same, lub podobne KA, jak na przykład: „stężenia substratów są równe stężeniom produktów”, „z dużej wartości stałej równowagi wynika duża szybkość reakcji”, „podwyższenie temperatury powoduje obniżenie szybkości reakcji egzotermicznej”, „szybkość reakcji po zmieszaniu produktów wzrasta z czasem, dopóki nie ustali się stan równowagi”, „dodanie katalizatora inaczej wpływa na szybkości reakcji w prawo i w lewo”, „najpierw reakcja biegnie do wyczerpania substratu, a następnie rozpoczyna się reakcja odwrotna”, tzn. że równowaga chemiczna ma charakter oscylacyjny (van Driel & Gräber, 2002), „ K_c zmienia się w stałej temperaturze gdy zmienimy stężenia” (często wskazywana KA), „gdy ustali się stan równowagi żadna reakcja nie zachodzi”, „reguła Le Chateliera może być stosowana dla układu nie będącego w równowadze” (Özmen, 2008). Szczególnie duża liczba błędów związana jest z niewłaściwym lub nieuprawnionym stosowaniem reguły przekory, która przez część autorów podręczników i wielu nauczycieli chemii traktowana jest jak autonomiczne prawo, a nie jak warunkowy wniosek z prawa równowag (Quilez-Pardo i Solaz-Portoles, 1995; Furio i współautorzy, 2000; Voska i Heikkinen, 2000; Kousathana i Tsaparlis, 2002).

CZĘŚĆ BADAWCZA

3.1. Założenia badań:

- Treści zawarte w podręcznikach chemii i sposób ich przekazu mają wpływ bezpośredni i pośredni (poprzez działania nauczyciela) na stan wiedzy uczniów. Przez sposób przekazu należy tu rozumieć:
 - zakres i kolejność wprowadzania niezbędnych pojęć i praw;
 - sposób definiowania istotnych pojęć i praw, np. czy przedstawiany w podręczniku materiał i sposób jego objaśniania może być przez ucznia odniesiony do posiadanej już wiedzy i właściwie zinterpretowany;
 - użyteczność przekazywanych treści, tj. czy w podręczniku ma miejsce ich wykorzystanie do wyjaśnienia istotnych faktów;
 - sposób argumentacji, tj. czy opiera się ona na aktualnie obowiązującej w świecie nauki wykładni zagadnienia;
 - język komunikowania, np. czy sposób formułowania zdań prowadzi do jednoznacznej interpretacji, czy wszystkie występujące w komentarzach terminy są uczniowi znane;
- Zewnętrzna kontrola wiedzy uczniów wpływa na sposób nauczania i zakres nauczanych treści. Niektóre koncepcje alternatywne ujawniają się także w narzędziach sprawdzania wiedzy. Narzędzia te, np. zadania egzaminacyjne z podanymi rozwiązaniami i kryteriami oceniania, mogą wpływać na sposób nauczania niektórych zagadnień.
- Kolejność wprowadzania pojęć i koncepcji może wpływać na jakość percepcji niektórych zagadnień.
- Niewielka ilość odniesień i zastosowań dla nowych koncepcji naukowych wprowadzanych przez podręcznik sprawia, że sposób ich nauczania może być upraszczany tak, aby służyły tylko realizacji wąskich celów kształcenia zapisanych w programach. W rezultacie strywializowany sposób przekazu takich zagadnień przyczynia się do KA, a przy tym stają się one mało użyteczne bądź wręcz nieprzydatne, zatem ich taki sposób ich nauczania jest nieuzasadniony.

3.2. Cele badań:

- Analiza podręczników pod kątem merytorycznej poprawności wybranych koncepcji, w tym obecności KA, celowości doboru treści nauczania i sposobu ich przedstawienia.
- Stwierdzenie, czy koncepcje alternatywne przewidywane na podstawie treści podręczników i sposobu przekazu informacji pojawią się w wiedzy poznanej przez uczniów, a jeśli tak, to w jakim zakresie.

3.3. Analiza podręczników

3.3.1. Metodologia oceny podręczników

Podręcznik jest dla uczących się i nauczycieli wciąż najważniejszym narzędziem w zdobywaniu i przekazywaniu wiedzy, a najistotniejszym dla obu stron kryterium oceny jest jego efektywność dydaktyczna. Istnieje wiele metod oceny jakości podręczników. Jedną z nich może być to, jak popularny jest na rynku, jednak przekonanie, że to co się dobrze sprzedaje musi dobrze spełniać swoją rolę, nie zawsze jest prawdą (Ansary i Babaii, 2002). Niektóre opierają się na badaniu opinii uczniów, nauczycieli, oraz ekspertów, ale w wielu przypadkach ocena może być nierzetelna, ponieważ nie wszyscy ankietowani byli użytkownikami podręcznika, a ich osąd oparty był na pobieżnym przejrzaniu jego zawartości (Ade-Ridder, 1989). Poza tym w badaniach ankietowych każdy z respondentów opiera swoją opinię na własnym zestawie kryteriów ewaluacyjnych, często niesprecyzowanych i explicite niesformułowanych (Lemmer et al., 2008).

Nauczyciel dokonując wyboru optymalnego podręcznika bierze pod uwagę sytuację dydaktyczną w jakiej będzie on wykorzystany, czyli kieruje się przede wszystkim kryteriami pedagogicznymi. Metody ewaluacji zawartości podręczników pod kątem walorów pedagogicznych są ogólnie dostępne w Internecie i jest ich sporo. Jednym z takich opracowań jest propozycja Coiro, J., EDC448: *Textbook Analysis and Evaluation In-Class Assignment* (www). Wskazania autorki tego opracowania dla nauczycieli odnośnie obszarów i zakresu ewaluacji sprowadzają się do odpowiedzi na pytania o:

A. Układ treści

- Czy rozdziały i podrozdziały mają właściwy układ?
- Czy ze spisu treści wynika logiczna kolejność przedstawienia materiału?
- Czy w obrębie poszczególnych rozdziałów sposób organizacji treści ułatwia uczniowi przyswojenie nowej wiedzy? (tytuły, podtytuły, znaki graficzne, tabele, propozycje celów, etc).
- Czy rysunki, wykresy, diagramy korespondują z tekstem i wspierają przekaz, oraz czy są dobrze opisane i pomocne?
- Czy rozmiar czcionki jest odpowiedni?

B. Zawartość

- Czy pytania stawiane przez autora na początku, wewnątrz i na końcu rozdziałów stymulują ucznia do krytycznego myślenia, stosowania wiedzy, ustalania związków i zależności między pojęciami?
- Czy przykłady zadań i problemów są reprezentatywne dla celów kształcenia?
- Czy każdy rozdział stwarza możliwości samooceny (czy są obecne pytania kontrolne)?

C. Podsumowania rozdziałów i materiały uzupełniające

- Czy na początku każdego z rozdziałów w sposób jawny zapisano podstawowe cele?
- Czy rozdziały zawierają przykłady rozwiązywania problemów, podsumowania i inne materiały pomagające w przeglądzie ważnych zagadnień?
- Czy podręcznikowi towarzyszą inne materiały, takie jak zeszyty ćwiczeń, ćwiczenia na CD-ROM, adresy zasobów sieci, itp.? Jeśli tak, to w jakim stopniu stanowią one wartościową pomoc dydaktyczną, a w jakim są niepotrzebnym zajęciem dla ucznia?
- Czy w tekście są obecne wskazania dla nauczyciela co do rozszerzenia tematów w postaci wykazu literatury i ćwiczeń rozszerzających?

D. Słownictwo

- Czy w każdym rozdziale występuje odpowiednia liczba nowych pojęć?
- Czy są przykłady zastosowań i odniesień dla nowych pojęć?

- Czy w tekście pojawiają się wiedza i pojęcia już znane uczniowi?
- Czy język przekazu jest zrozumiały dla uczniów, dla których podręcznik jest przeznaczony?

E. Potencjalne problemy i zagrożenia

- Czy w tekście występują KA lub taki sposób przedstawienia zagadnień, które prowadzą ucznia do KA.

Stosowane w badaniach edukacyjnych metody analizy podręczników polegają na ocenie danych dotyczących ustalonych uprzednio charakterystyk, w oparciu o sformułowane kryteria oceny ich wypełnienia, o charakterze jakościowym, bądź ilościowym. Różnorodność i szczegółowość tych charakterystyk jest ogromna. Stąd też badania podręczników mają fragmentaryczny charakter. Mogą dotyczyć szerszego spektrum zagadnień, na przykład:

- w jakim stopniu wypełniają założenia obranego modelu uczenia się, a przez to wpływają na jego efektywność (Klassen, 2000; Sulaiman & Dwyder, 2002; Sorrels & Britton, 1998; Kulm, Roseman & Treistman, 1999);
- w jakim stopniu umożliwiają uczniowi opanowanie strategii uczenia się (Singer & Tuomi, 2003; Stern & Ahlgren, 2002; Dall'Alba et al., 1993);
- w jakim stopniu ułatwiają nauczycielowi planowanie pracy (Montgomery, 2006);
- mogą dotyczyć zagadnień bardzo szczegółowych, przy czym to badający ustala, które z nich i w jakim stopniu mają wpływ na nauczanie.

Dotychczas nie opracowano uniwersalnej i wszechstronnej metodologii analizy podręczników i zapewne jej stworzenie nie jest możliwe, ani też celowe. Jeżeli dla podręczników z przedmiotów matematyczno-przyrodniczych ustalimy odpowiednio wąski zakres ewaluacji, to zadanie jest wykonalne. Najbardziej obiektywną metodą oceny podręcznika byłby eksperymentalny pomiar, w jakim stopniu uczący się osiągnęli założone cele edukacyjne posługując się danym podręcznikiem. Wymagało by to sporo czasu i dużej skali projektu, a przy tym i tak nie dałoby się wyeliminować innych czynników wpływających na uzyskany wynik badań (Britton i współautorzy, 1993; Mikk, 2000).

W niniejszej pracy, podczas analizy treści polskich podręczników chemii dla liceów oparto się na metodologii kryterialnej oceny jakości wsparcia dydaktycznego podręcznika opracowanej przez *American Association for the Advancement of Science (AAAS)*, stosowanej podczas analizy podręczników do przedmiotów przyrodniczych w ramach *Project 2061*. Celowi badań, jakim była efektywność przekazywania wiedzy, przypisano tam siedem kategorii, w których oceniano w trójstopniowej skali stopień wypełnienia przyjętych kryteriów. W badaniach tych oceny dokonywał zespół ewaluatorów, a w przypadku rozbieżności opinii ustalano ocenę pośrednią.

Kategorie oceny podręcznika wg AAAS:

I. W jaki sposób i w jakim stopniu w podręczniku przedstawione zostały odpowiednie zagadnienia. W tej kategorii zwracano uwagę na to, czy w podręczniku:

- Przedstawiono materiał nauczania w sposób naukowo poprawny, klarowny i zrozumiały dla ucznia.
- Znajdują się przykłady wykorzystania przedstawionych praw, zależności i pojęć lub odniesienia do ich wykorzystania w dalszych rozdziałach.
- Nauczycielowi sugerowany jest sposób nauczania i utrwalania materiału.
- Przyjęto racjonalną kolejność w układzie treści (jedne pojęcia są budowane w oparciu o inne).
- W podsumowaniach treści rozdziałów i pytaniach kontrolnych zawarto ich istotne elementy.

II. Uwzględnienie w podręczniku wiedzy ucznia pochodzącej z wcześniejszych etapów edukacji:

W tej kategorii poszukiwano w tekstach analizowanych podręczników odniesień do poznanych wcześniej pojęć i wykładni zagadnień, które w podręczniku można było wykorzystać, bądź takich, które stanowić mogą przeszkodę w przyjęciu nowych idei, a tym samym należy je odpowiednio zmienić lub zmodyfikować.

Kryteria oceny w tej kategorii to:

- Czy podręcznik we wstępnej części rozdziałów zawiera odpowiednie pytania i polecenia, które umożliwią nauczycielowi ustalić wstępne wyobrażenia uczniów?
- Czy zamieszczono niezbędne do zrozumienia treści dalszej części rozdziałów wstępne pojęcia i czy mogą one być dla licealisty zrozumiałe?
- Czy materiał zawiera pytania i zadania wymagające od ucznia interpretacji i wyjaśnień zjawisk, a nie tylko zrozumienia znaczenia wprowadzonej terminologii?

III. Sposób zapoznawania ucznia z odpowiednimi zjawiskami i problemami.

Szczególne znaczenie dla poprawnego rozumienia omawianych w tej pracy zagadnień mają:

- Zjawiska, które wskazują na konieczność przyjęcia kwantowo-mechanicznego opisu elektronów, a zwłaszcza:
 - widma atomowe obrazujące kwantowanie energii (nie zawsze obecne w podręcznikach licealnych chemii);
 - zjawiska potwierdzające dualny charakter elektronów i promieniowania (dyfrakcja elektronów, zjawisko fotoelektryczne, efekt Comptona), wskazane szczególnie przy realizacji nowej podstawy programowej, gdy nauczanie fizyki w klasach sprofilowanych chemicznie drastycznie zredukowano;
 - zjawisko ekranowania jądra atomowego przez elektrony rdzenia, które pozwala przewidywać zmienność promieni atomowych w okresach i odtwarzać zmienność skorelowanych z wielkością promienia atomowego innych parametrów atomowych (pierwsze energie jonizacji i powinowactwa elektronowe, oraz elektroujemności).
- Przykłady pomiarów kalorymetrycznych pokazujące skąd biorą się odpowiednie dane w tablicach. Obliczanie ciepła i pracy przynajmniej na dwóch różnych drogach, aby zwrócić uwagę na szczególne warunki, w których spełnione jest prawo Hessa.
- Przykłady sytuacji stanu stacjonarnego (ustalonego) i wskazanie na różnice w porównaniu ze stanem równowagi (o tym zagadnieniu brakuje informacji we wszystkich analizowanych podręcznikach), a także diagramy fazowe wody i dwutlenku węgla jako rozszerzenia prawa równowag na procesy fizyczne.

IV. Sposób stosowania i rozwijania w podręczniku wprowadzanych koncepcji naukowych.

Do najważniejszych kryteriów należą tu:

- Czy wprowadzane koncepcje naukowe są zgodne z ich aktualną wykładnią?
- Czy sposób, ilość i kolejność wprowadzanych pojęć umożliwiają uczenie się przez Zrozumienie?
- Czy koncepcje przedstawiane są w możliwie zwięzły i efektywny sposób?
- Czy wskazywane są przykłady wykorzystania wiedzy, w tym przez zastosowanie odpowiednich ćwiczeń?
- Czy podręcznik zawiera KA lub takie sformułowania, które mogą być ich przyczyną?

Pozostałe trzy kategorie kryteriów ewaluacji jakości wsparcia dydaktycznego podręcznika, ze względu na zakres niniejszej pracy, nie były uwzględniane przy analizie licealnych podręczników. Dla porządku, są to, z pominięciem uszczegółowień:

V. Zachęcanie uczniów do prezentacji swoich wyobrażeń na temat przekazywanej wiedzy, zjawisk i interpretacji doświadczeń.

VI. Wspomaganie oceny postępów uczniów.

VII. Wspieranie procesu kształcenia przyrodniczego.

Metodologię oceny stosowaną przez AAAS przyjęto tu za najbardziej przydatną, gdyż w największym stopniu uwzględnia ona sposób przekazy wiedzy przez podręcznik, co w konsekwencji może być w znacznym stopniu przyczyną koncepcji alternatywnych ucznia. Kategorie oceny zmodyfikowano odpowiednio do celów badań, zmniejszając ich liczbę i zakres. Ze względu na inny cel analizy, jej ograniczony zakres i jednoosobową ocenę, zrezygnowano z ilościowej miary wykonania kryteriów.

3.3.2. Zakres analizy polskich podręczników do nauczania chemii

Analiza podręczników do nauczania chemii w zakresie rozszerzonym przeprowadzona została w dwu etapach. W niniejszym podrozdziale przedstawiono ogólną charakterystykę poszczególnych podręczników, zwracając uwagę na to w jakim stopniu umożliwiają one zrozumienie wybranych zagadnień będących przedmiotem niniejszej pracy. Wymagało to szczegółowego opisu sposobu ujęcia wybranych zagadnień w poszczególnych podręcznikach. Analizie w podręcznikach do nauczania chemii w zakresie rozszerzonym poddano następujące grupy zagadnień:

- Opis budowy atomu, wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe.
- Energetykę reakcji chemicznych.
- Równowagi chemiczne i elementy kinetyki chemicznej.

Wyniki tej analizy mogą być przydatne dla autorów przy wprowadzeniu ewentualnych zmian w nowych wydaniach podręczników i w nowych programach nauczania. Dla nauczycieli mogą być wskazówką, jak zmienić sposób nauczania pewnych zagadnień w oparciu o dotychczasowy podręcznik.

Drugi etap analizy podręczników związany był z opracowaniem zadań testowych służących do określenia koncepcji alternatywnych pojawiających się w wiedzy nabytej przez uczniów. Zawarto to w treści odpowiedniego podrozdziału w części badawczej. Jego celem było poszukiwanie w poddanych analizie podręcznikach:

- sformułowań będących KA,
- luk w informacjach lub braków informacji,
- takich słownych sformułowań, których sens jest dwuznaczny oraz informacji zawartych w innych formach przekazu (rysunki, diagramy, tabele), które mogą skutkować powstawaniem KA u uczniów. Na podstawie rezultatów tej analizy konstruowano zadania testowe.

3.4.1. Nauczanie o budowie atomu, wiązaniach chemicznych i oddziaływaniach międzycząsteczkowych w polskich szkołach a KA

Drobinowa struktura materii to od początku XIX wieku najważniejsza z koncepcji chemicznych. Gdy niemal po stu latach sporów w środowiskach naukowych została powszechnie zaakceptowana, jest nauczana w szkołach już od początków edukacji przyrodniczej. Wiedza o mikroświecie, którą uczniowie posiadli w gimnazjum, musi być brana pod uwagę na kolejnych poziomach nauczania. Budowa atomu i zarys teorii wiązań chemicznych, ze względu na prostotę opisu stosowanego na tym etapie edukacji, są dobrze ugruntowane i tworzą względnie koherentną strukturę w umysłach uczniów. W liceum wiedza ta wymaga gruntownej przebudowy, stąd też podręczniki powinny to uwzględnić i w taki sposób przedstawić kolejne teorie, aby umożliwić uczniom stosowną zmianę poznanej wcześniej wiedzy.

Początek nauczania o atomach to opis jądra atomowego i zjawiska promieniotwórczości. Tematyka ta stanowi w zasadzie domenę fizyki, ale jest nauczana także w licealnym kursie chemii. Jest to część wiedzy o materii istotna dla każdego przyrodnika, zwłaszcza chemika, a przy tym występuje w wymaganiach egzaminacyjnych z chemii. W maturalnych arkuszach egzaminacyjnych zagadnienia te są stałym elementem treści zadań, stąd ich znaczenie w nauczaniu chemii na poziomie liceum. W analizowanych podręcznikach przedstawiono je obszerniej, niż wynikałoby to z zakresu wymagań maturalnych, np. w podręczniku 3. zajmują 30 stron tekstu, a to jest już rozmiar małej monografii. Wymagania egzaminacyjne dotyczące jąder atomowych obejmują stosunkowo niewielką liczbę pojęć i zjawisk, stąd zapewne w tym obszarze ujawnia się niewielka ilość koncepcji alternatywnych.

Pewne problemy związane są z pojęciem „nuklid”, który w podręcznikach fizyki rozumiany jest jako jądro o określonych wartościach liczb atomowej i masowej, natomiast w podręcznikach chemii jest to zazwyczaj atom. Część autorów podręczników zaznacza w tekście te dwa znaczenia. Jeśli chodzi o relacje dotyczące dwóch różnych nuklidów, to uczeń zobligowany jest do umiejętności wskazania izotopów. W zadaniach sprawdzających rozróżnianie pojęć *nuklid* i *izotop* można natknąć się na taką wykładnię: „Każdy atom jest nuklidem” i „Nie każdy nuklid jest izotopem”. Jeżeli zadaniem ucznia jest ocena logiczna koniunkcji tych zdań, to takie zestawienie, ze względu na drugie z nich, jest niezbyt fortunate. Stwierdzenie, czy jakiś nuklid jest izotopem, powinno zawsze odnosić się do sytuacji zestawienia go z innym nuklidem. To, że niektóre pierwiastki w naturze składają się z jednego rodzaju nuklidu, tj. nie posiadają naturalnych izotopów, nie wyklucza możliwości otrzymania ich sztucznych izotopów. Zatem każdy nuklid może być izotopem innego nuklidu. Aby uniknąć konfuzji związanych z terminem *izotop*, niektórzy z autorów używają sformułowania „izotopy tego samego pierwiastka”, zamiast po prostu izotopy. ${}^2_1\text{H}$ i ${}^{13}_6\text{C}$ nie są względem siebie izotopami, chociaż każdy z osobna jest izotopem, odpowiednio wodoru i węgla. W liczbie mnogiej określenie to dotyczy zawsze nuklidów jednego pierwiastka.

Jakie są odniesienia tej części wiedzy do dalszego materiału nauczania i jakie wynikają z niej nieporozumienia?

1⁰ - Wskazywanie, że niecałkowita masa atomowa pierwiastka wynika jedynie ze zjawiska izotopii. Szereg pierwiastków nie posiada izotopów, a mimo to ich masy atomowe nie są liczbami naturalnymi. Jeżeli wprowadza się pojęcie *defektu masy* i *wzór Einsteina*, oraz energię wiązania przypadającą na jeden nukleon (diagram taki występuje tylko w podręcznikach 1. i 8.), to fakt ten można uczniowi uzasadnić. Wyjaśnienie takie nie pojawia się w żadnym z analizowanych podręczników, chociaż niektórzy z autorów o samym fakcie, że masy izotopów nie są liczbami naturalnymi, informują. Uczniowie obliczając masy atomowe na podstawie składu izotopowego pierwiastka (wymaganie maturalne) kierują się

wyłącznie opisanym w podręczniku algorytmem. Przyjmują liczby masowe za wartości mas izotopowych, nieświadomi, że jest to przybliżenie. Wystarczyłoby wskazać im przykład helu, gdzie masa atomowa jest wyższa od liczb masowych obu jego izotopów, aby zachowali czujność.

2⁰ – Charakterystyka trzech rodzajów promieniowania jądrowego sprowadzona jest do podania szeregu faktów, bez prób ich komentowania. Wyjaśnienie szczególnej zdolności jonizującej promieniowania α , czy tego, że promieniowanie γ pochłaniane jest najsilniej przez ołów, w nauce o budowie elektronowej atomu nie występuje, chociaż w niektórych podręcznikach występują przesłanki niezbędne do wyjaśnienia tych faktów. Warunek konieczny absorpcji promieniowania o określonej częstotliwości powinien być jednym z istotnych elementów wiedzy przyrodniczej licealisty. Jedynie w podręcznikach K. Pazdro [6. i 8.], oraz WSiP [3.] jest on obecny.

3⁰ - Brak wzmianki o magnetycznych właściwościach jąder w większości analizowanych podręczników, chociaż pojęcie *magnetycznego rezonansu jądrowego* jest znane z języka codziennego, jako metoda diagnostyki medycznej. Uczniowie różnice właściwości izotopów postrzegają jedynie w odniesieniu do masy i trwałości jąder. W podręczniku 3. opisano podstawy H-NMR (i innych metod spektroskopowych), ale są to treści fakultatywne.

4⁰ - W podręczniku 5. wśród „elementarnych składników atomu” wymieniono foton i neutrino. Jest to ewidentny błąd.

5⁰ - Brakuje w niektórych podręcznikach informacji o metodach detekcji promieniowania jądrowego, a jeśli są, to brakuje wzmianki o ich ogromnej czułości. Informacje w mediach o niewielkim wzroście poziomu radiacji budzą nieraz panikę, podczas gdy obecności w środowisku o wiele groźniejszych dla zdrowia nieradioaktywnych substancji możemy być nieświadomi ze względu na trudności w ich wykryciu i oznaczeniu.

W przedstawieniu kinetyki reakcji chemicznych, gdzie po raz drugi pojawia się pojęcie *czas połowicznego zaniku* (tym razem substratu), nie ma w żadnym z podręczników nawiązania do analogicznego parametru dla kinetyki rozpadu promieniotwórczego, gdzie jest to stała fizyczna radioizotopu. Istnieje realne niebezpieczeństwo, że uczniowie będą utożsamiali stałą wartość tego parametru dla każdej reakcji chemicznej, podczas gdy ma to miejsce tylko dla reakcji o kinetyce pierwszego rzędu.

Pojęcie *powłoka elektronowa* w dwóch najczęściej używanych podręcznikach gimnazjalnych zdefiniowane jest całkowicie odmiennie. W jednym z nich (Gulińska, Smolińska, 2009) „jest to **przestrzeń**, w którym jest największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronów”. W tym podręczniku są to sferyczne powłoki o pewnej „grubości” otaczające jądro. Ze względu na zastosowanie wspólnej kolorystyki na rysunkach nie widać, czy te obszary przenikają się, czy tworzą odrębne warstwy. Autorki informują, że powłok tych może być co najwyżej siedem, zatem przedstawiane przestrzenie to w istocie chmury elektronowe.

W drugim podręczniku (Kulawik, Kulawik, Litwin, 2009) jest to **grupa elektronów** wyodrębniona ze względu na jednakową odległość od jądra. Odległość ta jest opisana jako promień sfery, natomiast grafika w podręczniku przedstawia raz okręgi, zaś innym razem niestykające się ze sobą powłoki kuliste, z kropkami reprezentującymi elektrony. Jest to więc w istocie nieznaczna modyfikacja planetarnego modelu budowy atomu. Obie koncepcje są całkowicie odmiennie i przejście do kwantowego obrazu atomu wymagałoby innego sposobu instruowania ucznia, w zależności od tego jakich wyobrażeń nabył on w gimnazjum. W obu opisach nie ma wzmianki o energiach elektronów.

O ile gimnazjaliści dokonują pewnych operacji związanych z elektronami walencyjnymi atomu, to w gimnazjalnych programach nauczania i podręcznikach nie występują właściwości atomów, które byłyby uzasadniane rozkładem gęstości ładunku w przestrzeni czy rozmiarami atomów. Gimnazjalista nie ma więc odniesienia do powłoki

elektronowej rozumianej jako pewien obszar (przestrzeń). Jest to dla niego pewien zbiór elektronów.

Jedyny poprawny sposób opisu związanych elektronów daje **mechanika kwantowa (MK)**. Elementy mechaniki kwantowej w chemii w ujęciu jakościowym wprowadzono do programu nauczania w liceum w roku 1977 i są do dzisiaj obligatoryjne. Pierwsza próba ujęcia metodycznego pojęć teorii kwantowej pojawiła się w podręczniku chemii dla II klasy liceum autorstwa Rogowskiego (1977) i od razu wzbudziła kontrowersje u chemików kwantowych. Mechanika kwantowa jest zbyt abstrakcyjną i matematycznie skomplikowaną teorią, aby mogła być nauczana w liceum. Należy zatem rozważyć, jakie elementy języka tej teorii, jakie fakty, prawa i wnioski powinien poznać licealista i jak powinny one być zaadaptowane ze względu na założone cele kształcenia i możliwości percepcyjne odbiorcy. Powinny to być przede wszystkim te elementy, które mogą pomóc zrozumieć i wyjaśnić istotne fakty dotyczące samej chemii, czyli będące użytecznym narzędziem. Jednak w pierwszej kolejności należy wprowadzić podstawowe idee teorii kwantów, które dają pewne ogólne wyobrażenie o naturze mikroświata i sposobie jego opisu. Są to dualizm falowo – korpuskularny, zasada nieoznaczoności w stosunku nie tylko do położenia i pędu, ale także energii i czasu, oraz idea kwantowania pewnych wielkości. Kwestia przystosowania pojęć chemii kwantowej do licealnej dydaktyki przez nieuniknione uproszczenia zawsze będzie dyskusyjna, bo traci się wówczas cenny walor teorii kwantowej jaką jest jej spójność. Skoro jednak wymagania z tego obszaru wiedzy są obecne w zadaniach centralnego egzaminu, to powinna być wypracowana jedna obowiązująca wszystkich autorów licealnych podręczników wykładnia znaczenia przyjętych terminów MK, wraz ze sposobami ich adaptacji dla licealisty. W przeciwnym razie będą problemy z obiektywnym ocenianiem rozwiązań takich zadań.

Wybór koncepcji nauczania i układ tych treści w szkolnych podręcznikach wyglądają różnie. W podręczniku 1. budowa atomu, układ okresowy i wiązania chemiczne to trzy pierwsze rozdziały. Pomijając występujące tu błędy i niejednoznaczności w przekazie (które nauczyciel może skorygować), stwarza to możliwości wykorzystywania tej wiedzy w nauczaniu o właściwościach substancji. Podręcznik 2. (WSiP, część 1), przeznaczony jest do nauczania zarówno na poziomie podstawowym, jak i rozszerzonym, z tym, że treści i wymagania rozszerzające zawarto głównie w części 3 (podręcznik 3.). Rozszerzenie treści z tego zakresu w podręczniku 3., który napisał inny zespół autorów, nie jest spójne ze sposobem ich wprowadzenia w części 1. Podręcznik 3. proponuje zupełnie inny sposób ujęcia dydaktycznego tych samych zagadnień. Dla zakresu rozszerzonego nauczania wymusza to korzystanie w pierwszym roku nauki z obu części podręcznika równocześnie, zaś nauczanie zagadnień MK powinno być oparte wyłącznie o podręcznik 3.

W podręczniku 4. dział 3: „Budowa atomu i cząsteczki” następuje po obszernym omówieniu grup związków nieorganicznych, właściwości substancji i ich mieszanin (dział 1) oraz po zapoznaniu ze stechiometrią chemiczną i sposobami opisu ilościowego składu roztworów (dział 2). Te pierwsze dwa rozdziały charakteryzuje tradycyjne opisowe ujęcie, operujące tylko na poziomach makroskopowym i symbolicznym. Takie usytuowanie tej partii materiału ogranicza możliwości wykorzystania podstaw wiedzy chemicznej do wyjaśniania właściwości tylko związków organicznych. W podręczniku 5. całość materiału poświęconego atomom, cząsteczkom i wiązaniom chemicznym to trzy pierwsze rozdziały.

Podręczniki 6. i 7. Krzysztofa Pazdro to moduły o rozmiarach małych monografii poszerzające wiedzę zawartą w podręczniku podstawowym. Nowsze opracowania tego autora to podręcznik 8. (*Chemia ogólna*), pierwsza część czterotomowego kursu licealnej chemii w zakresie rozszerzonym, gdzie opis kwantowy elektronów wprowadzony jest po krótkim powtórzeniu i uporządkowaniu wiedzy chemicznej z gimnazjum. Podręcznik 10. wydawnictwa Zamkor zawiera odpowiednie treści rozszerzające program nauczania chemii w liceum w dziale 1. *Budowa atomów i cząsteczek*. Mimo obecności treści

ponadprogramowych ujęcie tej grupy zagadnień jest zwarte, bo obejmuje 30 stron i to przy zmniejszonym formacie.

Propozycje K. Pazdro odnoszące się do sposobów dydaktycznej adaptacji zagadnień *Podstaw Chemii Kwantowej* zawarte w *Dydaktyce Chemii* (1990) są nadal tylko propozycjami, kontrowersyjnymi dla samego ich Autora. Z pomysłów metodycznych K. Pazdro czerpią autorzy polskich podręczników dla liceów, ale sposoby ich adaptacji są różne. Możliwości wykorzystania wiedzy z teorii kwantów wprowadzanej na lekcji fizyki są zgoła żadne, bo uczniowie zetkną się z nią dużo później. Aktualna podstawa programowa z **fizyki** zawiera hasło *budowa atomu*, ale jego uszczegółowienie w programach nauczania sprowadza się do modelu Bohra atomu wodoru, gdyż jest on wystarczający do wyjaśnienia istoty innego pojęcia z podstawy - *widm atomowych*. Nauczanie tego modelu na lekcjach chemii zostało praktycznie zarzucone, bo prowadziło to do niepożądanego interferencji występujących tu terminów z podobnie brzmiącymi pojęciami chemii kwantowej, a przy tym jest to model nieprzydatny do opisu innych atomów. W podręcznikach licealnych chemii spotyka się jedynie wzmianki o jego historycznej roli.

Posłużenie się pojęciem **moment pędu** przy wprowadzaniu teorii kwantowej wymaga zdefiniowania uczniowi tego terminu, gdyż nie poznał go jeszcze na lekcjach fizyki. Świadomość stanu wiedzy uprzedniej ucznia jest tutaj wręcz warunkiem wstępnym sukcesu dydaktycznego. Zignorowanie tej wielkości w nauczaniu sprawia, że liczby kwantowe nie mają odpowiedniego umocowania w fizyce elektronów. Stają się numerkami przypisanymi abstrakcyjnym funkcjom falowym, a uczeń obligowany jest tylko do tego, aby zapamiętać ich nazwy i zakres wartości. Do tego też sprowadzają się wymagania w zadaniach egzaminacyjnych. **Spin** elektronu, pojęcie zawarte w wymaganiach egzaminacyjnych, jest to jego własny moment pędu, bynajmniej nie związany z ruchem obrotowym elektronu. Ta ostatnia analogia jest pospolicie eksploatowana w podręcznikach ze względu na pogładowość. Jaką analogią można się posłużyć dla spinu jądra gdzie $I=5/2$ i mamy 6 stanów spinowych? Wyjaśnianie znaczenia liczb magnetycznych jest w części podręczników związane z orientacją orbitali p w przestrzeni (KA), a w części z orientacją momentu pędu względem kierunku zewnętrznego pola magnetycznego. Jedno i drugie to KA, a przy tym brakuje informacji o różnicowaniu energii elektronów jednej podpowłoki gdy atom znajduje się w takim zewnętrznym polu.

Z opisem budowy atomu i wiązań chemicznych uczeń zetknął się już w gimnazjum. W liceum ten opis jest inny. Pojawiają się nowe pojęcia, np. *orbital*, a znaczenie pojęcia *powłoka elektronowa* zmienia się. Stąd też ten materiał programowy wymaga szczególnie starannego dydaktycznego ujęcia. Opis słowny w podręcznikach nie powinien być zbyt obszerny, ze względu na możliwości percepcji licealisty, a uzupełnieniem przekazu powinny być liczne tabele, diagramy i wykresy. Najważniejszą z przedstawianych w nich wielkości powinna być energia. Niestety, opis zmian i przekształceń energii w procesach dotyczących elektronów i atomów nie jest w podręcznikach należycie eksponowany. „Kolejność energetyczna” orbitali dotyczy zawsze jednego atomu i sprowadza się do reguły zabudowy, zaś aspekt energetyczny tworzenia wiązań zastępowany jest „dążeniem” atomów do oktetu, lub do „osiągnięcia trwałej konfiguracji elektronowej”.

W podręczniku 2. (kształcenie w zakresie podstawowym i rozszerzonym) rozmieszczenie elektronów w atomach przedstawiane jest w ujęciu powłokowym i podpowłokowym. Sposób wprowadzenia terminu „powłoka” jest tutaj wręcz szokujący: „Wkrótce pojęcie *orbity*, pochodzące z modelu Rutherforda, zaczęto zastępować określeniem *powłoka elektronowa*”. Takie sformułowanie sugeruje, że jest to inne określenie orbity i ma to samo znaczenie. Dalej, w tym samym tekście czytamy: „Powłokę elektronową *tworzą elektrony znajdujące się w określonej odległości od jądra*” i kolejno: „Pustymi powłokami nazywamy *orbity*, na które elektron może przeskoczyć...”. Po tym wprowadzeniu podane są

informacje, że powłoki składają się z **podpowłok**, a te ostatnie z **orbitali**. „Orbita Bohra, po której poruszał się elektron – kulka, została w nowym modelu zastąpiona pojęciem: **orbital**, który w przybliżeniu oznacza obszar wypełniony chmurą ujemnego ładunku”. Mieszane są tu model Bohra atomu wodoru z modelem planetarnym atomu wieloelektronowego, opartym na fizyce klasycznej. W jaki sposób od orbity – okręgu, uczeń ma przejść do zaakceptowania jakiegoś „w przybliżeniu” obszaru wypełnionego chmurą? Kontury takich przestrzennych obszarów zobaczy na następnej stronie podręcznika i są to kontury funkcji falowych (lub gęstości prawdopodobieństwa). Przekaz ten jest niejasny i niespójny wewnętrznie, a przy tym zawiera nieprawdziwe informacje o fizyce elektronów, jak „określona odległość od jądra”. Nie wiadomo też ostatecznie z takiego opisu, czy ta powłoka to jest obszar, czy elektrony.

Nie da dobrych efektów połączenie opisu klasycznego (model planetarny), czy półkwantowego, a takim jest w istocie model Bohra atomu wodoru, z opisem kwantowomechanicznym. Zasada korespondencji w tym kierunku nie działa i najlepiej byłoby te modele zignorować, podkreślając ewentualnie zasługi samego Bohra w rozwoju idei kwantów. Jedynym pożytkiem z teorii Bohra jest w podręczniku 2. wyjaśnienie charakteru widm atomowych. Później autorzy mają z pojęciami teorii Bohra same kłopoty.

W pierwszym etapie nauczania chemii, w gimnazjum, powłoki przedstawia się czasami na rysunku jako koncentryczne sfery z kulkami – elektronami na powierzchni. Na lekcjach chemii prezentuje się także produkowane dawniej materialne modele atomów, gdzie na takich sferach wykonanych z plexi przymocowane są małe kulki - elektrony. Nabyte przez uczniów w tym okresie wyobrażenia o atomach muszą ulec zmianie. Można na lekcjach chemii w gimnazjum przedstawić uczniom elektron w atomie jako rozmytą chmurę ładunku otaczającą koncentrycznie jądro i jakoś ten fakt uzasadnić, a powłokę zdefiniować jako **zbiór elektronów** o podobnych wartościach energii, oraz określić dla takiej powłoki średnią odległość elektronów od jądra. Obniżyłoby to barierę, jaką musi pokonać uczeń podczas zmiany koncepcji w liceum.

Wyobrażeniu powłoki elektronowej jako sfery, po której poruszają się elektrony, sprzyjają schematyczne rysunki, stosowane przede wszystkim w nauczaniu gimnazjalnym, oraz język, jakim operują podręczniki licealne. W podręczniku 2., i prawie we wszystkich pozostałych analizowanych podręcznikach, funkcjonuje żargonowy zwrot „**na powłoce**”, co niedwuznacznie implikuje jakąś powierzchnię, czy tor. Jeżeli powłoka elektronowa ma być rozumiana jako zbiór elektronów, bądź zbiór stanów kwantowych, czy też obszar, to należałoby używać określenia „**w powłoce**”. Język jest narzędziem rozumowania, a w przypadku analizy abstrakcyjnych bytów jego precyzja jest sprawą zasadniczą dla poprawności wyobrażeń i wnioskowania.

Uzupełnieniem podręcznika 2. jest podręcznik 3., przeznaczony wyłącznie dla rozszerzonego zakresu nauczania. Dział programowy B tego podręcznika - „Struktura elektronowa atomów i cząsteczek” może być wzorcem poprawności merytorycznej, doboru istotnych treści i językowej precyzji. Niestety, ujęcie metodyczne tych samych zagadnień jest całkowicie niespójne z wykładem w podręczniku 2. i niekomplementarne. Stąd też w nauczaniu na poziomie rozszerzonym odpowiadające tym zagadnieniom treści z podręcznika 2. należałoby całkowicie zignorować. W przeciwnym razie będą stanowiły przeszkodę w przyjęciu przez ucznia nowych, trudniejszych i bardzo abstrakcyjnych koncepcji. Podręcznik 3. w dziale B, poświęconym opisowi atomu, ma charakter akademickiego wykładu. Wykład jest dość obszerny, bo obejmuje 34 strony, ale w wielu miejscach argumentacja autora trafi w pustkę, ze względu na brak stosownej wiedzy licealisty z fizyki.

Pazdro rezygnuje w dydaktyce z podstawowego pojęcia chemii kwantowej, *orbital*, (który jednak najpierw definiuje jako funkcję), na rzecz *obszaru orbitalnego* i jest w tym konsekwentny. W swoich podręcznikach wyjaśnia jednak różnicowanie znaczeń obu terminów. **Obszar orbitalny**, pojęcie nie występujące w chemii kwantowej, rozumiany jest

jako najmniejszy obszar istotnej wartości gęstości prawdopodobieństwa znalezienia elektronu (lub gęstości ładunku elektronowego). Zastępuje ten termin *kontur gęstości prawdopodobieństwa*, pojęcie z chemii kwantowej. Ma taki sens wówczas, gdy odpowiadająca temu obszarowi orbitalnemu funkcja falowa opisuje stan jakiegoś elektronu. W części podręczników zawarto informację o nieograniczonej liczbie orbitali. Ponieważ liczba elektronów w atomie jest określona, to uczeń ma dylemat z interpretacją tego pojęcia. Raz będzie to obszar gęstości ładunku elektronowego, a innym razem „pusty” obszar.

W podręcznikach 2. i 4. **orbitalowi** nadano znaczenie obszaru orbitalnego. W podręcznikach 1., 3., 5. i 10. jest to jakaś funkcja, ale tylko z podręcznika 3. można dowiedzieć się wprost, jakich zmiennych. W pozostałych wymieniono tylko interpretację Borna tej funkcji (nie zawsze poprawnie). Autorzy następnie odwracają się od znaczenia tego pojęcia jako funkcji i zastępują je rysunkami i diagramami. Konsekwencje tego jak uczeń zrozumie określenie *orbital* są poważne, bo terminu tego używa się między innymi przy wyjaśnianiu powstania wiązań kowalencyjnych i hybrydyzacji.

Omawiany dział programowy obejmuje w analizowanych podręcznikach od 30 stron, w podręczniku Wydawnictwa *Zamkor*, pozycja 10. w aneksie (opracowanie zdecydowanie najbardziej zwięzłe, pomimo obecności treści nadprogramowych), do 105 stron w podręczniku 4. Wydawnictwa *Operon*. Nieco więcej, bo 125 stron poświęca tematyce podręcznik nr 8. K. Pazdro, ale ma on charakter małej monografii, z dużą liczbą tabel, diagramów i wykresów. W podręczniku 10. udział elementów graficznych w stosunku do tekstu jest najwyższy, ich dobór jest starannie przemyślany, a opis klarowny. Daje to uczniowi możliwość ogarnięcia całości zagadnień. Przy bardzo obszernym tekście konieczna staje się ingerencja nauczyciela przy wyborze i hierarchizacji treści. We wszystkich podręcznikach w tych partiach materiału stwierdzono obecność KA, ale ich liczba jest stosunkowo niewielka w podręcznikach 2., 3., 6., 7., 8. i 10. W podręcznikach 1. i 5. jest ich zdecydowanie więcej, a w podręczniku 4. stanowczo za dużo.

Język w jakim opisywane są koncepcje i pojęcia naukowe powinien być zgodny z naukową wykładnią, zrozumiały dla licealisty, a użyte sformułowania jednoznaczne. Nie zawsze jest tak w omawianych podręcznikach. Podręcznik 4. można potraktować jako studium przypadku. Poza imponującą ilością KA ma w wielu miejscach fatalną stylistykę, czego przykładem są wypowiedzi w rodzaju: „te orbitale przenikają się wytwarzając wspólną parę elektronów” (str. 189), czy „Jakie orbitale może maksymalnie zawierać 4 powłoka?” (str. 179). Zawiera on też zdania wewnętrznie sprzeczne, np. „Cząsteczkę KF opisuje następujący wzór elektronowy, należy jednak pamiętać, że nie istnieją pojedyncze cząsteczki fluorku potasu ...” (str. 196). Przekazy tej samej informacji w różnych podrozdziałach są niespójne, np. w rozdziale 5.4.1. hybrydyzacja to „zmieszanie orbitali”, zaś w 5.5.3. zapisano, że „nie wszystkie elektrony ulegną hybrydyzacji”. Na stronie 168 można przeczytać, że „Pierwsza powłoka, między innymi z powodu niewielkiego promienia, nie jest w stanie tworzyć większej liczby orbitali.” Na taki język sformułowań, który wypacza sens zdefiniowanych wcześniej pojęć, można natknąć się w wielu fragmentach tego podręcznika. Posługiwanie się nim przez ucznia, bez asysty nauczyciela w roli tłumacza i arbitra, nie może przynieść dobrych efektów.

W liceum uczniowie poznają całkiem abstrakcyjne znaczenie terminu *powłoka elektronowa*. Tym razem jest to zbiór **orbitali atomowych** o tej samej głównej liczbie kwantowej, a takich zbiorów jest nieskończenie wiele. Ponieważ orbital atomowy najczęściej sprowadzany jest w licealnym nauczaniu do obszaru orbitalnego (KA), to pytanie o liczbę powłok elektronowych w atomie sodu nie budzi u ucznia liceum konsternacji. Odpowiedź „trzy powłoki” jest tą oczekiwaną i taką autor zapytania uzyskuje. Powłokę elektronową nadal tworzą elektrony, które zajmują pewną przestrzeń wokół jądra. Dla ucznia nie ma powłok, jeśli nie „zawierają” one elektronów. Jest to dla niego byt realny tak samo jak

elektron, a jego atom „posiada” określoną liczbę powłok. Pozostaje w umysłach pierwotne rozumienie tej koncepcji, będące hybrydą dwóch opisanych w gimnazjum. Wszystkie analizowane podręczniki taką koncepcję powłoki podtrzymują. Zmiana nazwy stosowanej w liceum, np. na „powłoka kwantowa”, w odniesieniu do zbioru stanów kwantowych ułatwiłaby komunikację, ale nie spowoduje porzucenia poprzedniego wyobrażenia powłoki, bo dla takiego konceptu nie ma żadnych odniesień do zjawisk i właściwości w obowiązkowych treściach programowych. Nie ma np. w wymaganiach egzaminacyjnych z chemii żadnych odniesień do spektroskopii związanej z przejściami elektronowymi. Jest co prawda określenie *stan wzbudzony atomu*, ale niestety, interpretowany tylko w kontekście zapisu konfiguracji elektronowej. Ten sam atom w pewnych stanach wzbudzonych powinien mieć dla ucznia większą liczbę powłok elektronowych niż w stanie podstawowym, ale jak powiadają w podręcznikach, „liczba powłok elektronowych atomu równa jest numerowi okresu ...”. Pojęcie kwantowe nie ma zatem stabilnego umocowania w wyobrażeniach ucznia. Podręcznik 8. K. Pazdro przybliży uczniowi fizyczny obraz powłok elektronowych w atomie w postaci stykających się ze sobą *warstw kulistych*. To uzasadnia kuliste kształty atomów, ale opis jest niespójny z obrazem obszarów orbitalnych, które bez wyjątku rozciągają się już od jądra atomu. Mamy tu przekazy przeczące sobie nawzajem. Obraz przenikających się powłok elektronowych mógłby je scalić, a zarazem umożliwiłby wprowadzenie pojęcia *ekranowanie jądra atomowego* i wprowadzenie innego użytecznego terminu – *efektywnego ładunku* dodatniego oddziałującego na elektron.

Na uznanie zasługuje wysiłek niektórych autorów podręczników, którzy oferują pewien zakres informacji na temat spektroskopii elektronowych. Może skorzystać z nich uczeń podczas samokształcenia, bądź nauczyciel do uwiarygodnienia uczniom na lekcji faktu kwantowania energii elektronów. W liceum pojawia się już odniesienie do energii elektronów i nowe pojęcie, **podpowłoka**, z tym samym dylematem. Czy uczeń ma interpretować je jako zbiór stanów, czy też elektronów? Jeżeli stany kwantowe podpowłoki opisywane są w podręczniku tylko poprzez zestaw dwóch liczb kwantowych, to naturalną tendencją będzie utożsamianie wartości energii wyłącznie z wartościami tych liczb. Tylko podręcznik 8. K. Pazdro zawiera diagram przedstawiający zmianę energii podpowłok w atomach, gdy zmienia się wartość **liczby atomowej**.

Zasadniczym mankamentem podręczników jest nieprecyzyjność definicji i niejednoznaczność stosowanych pojęć. Na przykład w opisie reguły Hunda jest mowa o maksymalnej liczbie niesparowanych elektronów, a nie o maksymalnym spinie. Orbital w podręczniku 4. przedstawiany jest raz jako obszar, a innym razem jako chmura ładunku, czy też funkcja. Najczęściej kojarzoną przez uczniów reprezentacją tego bytu jest rysunek kwadratu z jedną lub dwiema strzałkami wewnątrz. Jeżeli wewnątrz kwadratu jest puste, to tylko w sytuacji podpowłok p i d, gdy część stanów tej podpowłoki jest obsadzona. Orbitale nieobsadzonych podpowłok wydają się nie istnieć, bo w przekazie są one nierozłączne z elektronami. Inna graficzna reprezentacja orbitali, w postaci kuli lub „przestrzennej ósemki”, kojarzona jest z chmurą elektronową i na tej podstawie w jednym z podręczników atom węgla „ma kształt przypominający walec”, a zwrot „ten orbital nie ulega hybrydyzacji” sugeruje uczniowi, że ten zabieg matematyczny to proces fizyczny, który polega na zmianie kształtu chmury elektronowej. Liczbom kwantowym przypisywane są cechy magiczne, a ich charakterystyka to czasami obszerny zbiór KA.

Pytania kontrolne, zawarte w omawianych podręcznikach i odnoszące się do analizowanej grupy zagadnień, nie dotyczą sposobu rozumienia przedstawianych w tych podręcznikach koncepcji. Zazwyczaj wymagają udzielenia prostej odpowiedzi w oparciu o zawarte w tekście wytyczne, zapisane w postaci prostych reguł. W sytuacji ucznia to dobrze, bo po lekturze niektórych podręczników nie może on być pewien czym są orbitale, podpowłoki, powłoki, na czym polega tworzenie wiązań, czy też po co stosuje się

hybrydyzację i czego ona dotyczy. Stosowana nader często w poleceniach zadań skrótowość przekazu, w rodzaju: „Określ typ hybrydyzacji atomu ...”, lub „Podaj liczbę atomów o hybrydyzacji sp^2 ”, zamiast „Określ typ hybrydyzacji orbitali atomowych atomu...”, i „Podaj liczbę atomów o hybrydyzacji orbitali sp^2 ” sprawiają, że hybrydyzację uczniowie kojarzą z atomami, a nie z abstrakcyjnymi funkcjami.

Zagadnienia związane z atomem i wiązaniami chemicznymi stanowią trzon wiedzy chemicznej licealisty. Jest ona podstawą przy interpretacji i przewidywaniu wielu zjawisk z obszaru chemii i fizyki oraz wyjaśniania podobieństw i różnicowania właściwości pierwiastków i grup związków chemicznych. Im wcześniej jest ten materiał wprowadzony, tym więcej możliwości jego wykorzystania.

Koncepcja nauczania o atomach i cząsteczkach, gdy teoria budowy atomu i teoria wiązań są na samym początku kursu, daje więcej możliwości ich stosowania, a więc i utrwalania wiedzy ogólnej o atomach. Taka chronologia zagadnień umożliwia uwiarygodnienie świeżo poznanych teorii. Nie znaczy to, że sytuacja taka ma miejsce w tych podręcznikach. W dobrej praktyce dydaktycznej koncepcja ta wydaje się być efektywniejszą. Dla ucznia może to być ta trudniejsza droga poznawania chemii, ze względu na konieczność zapoznania się z dość abstrakcyjnymi i trudnymi do zrozumienia koncepcjami na samym starcie. Posiadanie od początku nauki chemii narzędzi, które pozwalają porządkować duży zbiór informacji o substancjach w łańcuchy logiczne „przyczyna – skutek” jest niewątpliwym ułatwieniem w dalszym zrozumieniu i przyswajaniu wiedzy z chemii. W jakim stopniu taka wiedza, przedstawiana najpierw na poziomie symbolicznym (reprezentacji), jest dla ucznia użytecznym narzędziem, a w jakim brzemieniem i źródłem koncepcji alternatywnych, wynikać będzie z częstości jej zastosowań. Dla takich elementów wiedzy chemicznej jak teoria kwantowa niewiele jest odniesień w dalszym nauczaniu lub odniesienia te dotyczą treści fakultatywnych, takich jak elementy spektroskopii, które w nauczaniu są całkowicie pomijane.

3.4.2. Kwantowy opis elektronów w atomach i cząsteczkach, teoria wiązań chemicznych i oddziaływania międzycząsteczkowe – analiza szczegółowa treści podręczników dla liceów pod kątem przekazywania i indukowania koncepcji alternatywnych.

- Obraz pojęć mechaniki kwantowej w podręcznikach dla liceów

Jest oczywiste, że w licealnych podręcznikach nie można zamieścić kwantowej teorii budowy atomu. Ze względu na wymagania egzaminacyjne, które zawierają terminy z tego obszaru, autorzy podręczników i nauczyciele są zobligowani przybliżyć uczniom w jakiś sposób opis zachowania związanych elektronów. Na poziomie nauczania licealnego zadanie to jest utrudnione tym, że uczniowie mają już ukształtowany jakiś obraz atomów, ich połączeń, oraz pewien zasób pojęć. W opisie struktury elektronowej atomu i wiązań chemicznych w liceum muszą pojawić się nowe koncepcje w stosunku do poznawanych przez uczniów w gimnazjum. Wymuszają to wymagania egzaminacyjne, chociażby takie jak „określanie rodzaju wiązań (σ i π). Jeżeli te nowe koncepcje mają być przedstawione poprawnie, to będą dla części uczniów zbyt abstrakcyjne, aby je zrozumieli. Jeżeli mają być proste, to dla uczniów myślących krytycznie mogą okazać się wewnętrznie sprzeczne. Te dylematy rozstrzygane są w podręcznikach różnie. Część autorów wprowadza pojęcie *orbitalu molekularnego*, a następnie posługuje się tym pojęciem do wyjaśnienia czym jest wiązanie kowalencyjne. Inni stwierdzają, że „wiązania kowalencyjne między atomami powstają na skutek przenikania się orbitali atomowych” (podręcznik 4.). Taki skrót myślowy jest KA w czystej postaci. „Przenikają się” wszystkie orbitale powłok walencyjnych zbliżonych ku sobie atomów. Z takiego opisu nie wynika ani liczba tworzonych wiązań, ani to, że nie musi to doprowadzić do utworzenia jakiegokolwiek wiązania.

W opisie wiązań chemicznych na poziomie liceum dominuje reguła oktetu, znana uczniom z gimnazjalnego kursu chemii. Jako reguła heurystyczna może być ona użyteczna do uzasadnienia szczególnej trwałości pewnych struktur atomowych, ale w licealnej pragmatyce używa się jej do „wyjaśniania” przebiegu procesów chemicznych. To jest poważne nadużycie spotykane w części podręczników. Uczniowie posługują się nią czasami w argumentacji tam, gdzie jej użycie jest niespójne z ich własną wiedzą, a wnioskowanie na jej podstawie może prowadzić do fałszywych wyników. Ta konserwowana część wiedzy uprzedniej staje się przeszkodą w rozwijaniu nowych, ogólniejszych koncepcji wiązań chemicznych. Przede wszystkim reguła oktetu nie wyjaśnia dlaczego struktura elektronowa gazu szlachetnego jest trwała, ani dlaczego złożone cząstki chemiczne, w których atomy posiadają już strukturę elektronową gazu szlachetnego, często łatwo ulegają dalszym przekształceniom. Staje się ona bezużyteczna w przypadku opisu wiązań w związkach koordynacyjnych, a te są obecne w pewnym zakresie w wymaganiach egzaminacyjnych. Prowadzi też jej stosowanie do pospolitych KA. Na przykład w przypadku wiązań jonowych, liczba pobranych lub oddanych przez atom elektronów, rozumiana jest przez ucznia jako liczba tworzonych wiązań jonowych, a nie jako ładunek jonu (De Posada, 1997; Boo, 1998; Coll & Taylor, 2001, Taber, 2003). Na pytanie: „co jest stabilniejsze (w sensie co ma niższą energię), atom sodu, czy kation sodu?”, większość uczniów wskazuje kation sodu, ze względu na oktet elektronowy (Taber, 2000), z którym kojarzona jest szczególna trwałość.

Reguła oktetu/dubletu w opisie wiązań chemicznych pozwalała interpretować budowę elektronową prostych przypadków cząsteczek i jonów. Model ten wydaje się uczniowi efektywny, bo w początkowym okresie nauki chemii omawiane są jedynie wybrane intencjonalnie przypadki. Niestety, przeglądając niektóre licealne podręczniki i zadania maturalne widać, że ich autorzy podzielają tę opinię, pomimo tego, że zakres materiału nauczania w liceum jest poszerzony o przypadki, gdzie nie może mieć ona zastosowania. Sztywne przestrzeganie tej reguły, gdy w zapisie struktury elektronowej cząsteczki

przedstawia się tylko jeden ze wzorów Lewisa, prowadzi do wskazywania obecności wiązań koordynacyjnych tam, gdzie nie ma to żadnego uzasadnienia.

Wiedza o wiązaniach koordynacyjnych przekazywana uczniowi w podręcznikach sprowadza się jedynie do opisu ich genezy. W przykładach struktur atomowych w podręcznikach i w zadaniach egzaminacyjnych podawane są takie przypadki, gdzie wskazanie na obecność wiązania koordynacyjnego wynika z zapisu tylko jednego wzoru elektronowego, w którym zróżnicowana jest sytuacja równocennych atomów. Cząsteczka SO_2 jest tu najpospoliej spotykanym przykładem.

Opis powstawania wiązań kowalencyjnych jako efektu nakładania się chmur elektronowych (takie nauczanie jest powszechne) powinien być dla refleksyjnego ucznia nie do zaakceptowania, bo jest sprzeczny z jego elementarną wiedzą z fizyki. Elektrony odpychają się. Takie oddziaływanie prezentowane jest uczniowi w podręcznikach dla par elektronowych atomu centralnego w teorii VSEPR i pozwala ono wyjaśnić geometrię jego otoczenia. W przypadku pojedynczo obsadzonych orbitali ma miejsce przyciąganie (tworzenie wiązania), zaś dla orbitali obsadzonych parami odpychanie elektronów. Brzmi to jak magia, a nie nauka. To oddziaływanie elektronów z dwoma jądrami prowadzi do molekularnego obszaru orbitalnego i w efekcie innego układu chmur elektronowych oraz utworzenia wiązania, a nie oddziaływanie elektronów między sobą. Czym innym jest natomiast kombinacja liniowa orbitali rozumianych jako funkcje. Prowadzi do innych orbitali, którym odpowiada inna wartość energii. W tym okresie edukacji wiedza licealisty na temat takiego zjawiska jak interferencja fal jest żadna i analogie dla fal materii oparte o to zjawisko dla fal elektromagnetycznych wymagałyby obszernego wykładu wprowadzającego z fizyki. W przewidzianym przez plan dydaktyczny czasie nauczyciel chemii nie ma żadnych możliwości, aby w sposób przystępny i niesprzeczny z ugruntowaną już u ucznia elementarną wiedzą z fizyki przedstawić nową, kwantową koncepcję tworzenia wiązań.

Podobny problem stanowi możliwość interpretacji przez uczniów mechanizmu tworzenia wiązań koordynacyjnych, gdyż opis powstawania tych wiązań jako efekt nakładania się chmury elektronowej z „pustym” obszarem są pozbawione fizycznego sensu. Nie ma w opisie wiązania mowy o żadnym przyciąganiu atomów dzięki wspólnym elektronom, czy o obniżeniu energii tych elektronów. Do opisu wiązań kowalencyjnych pojęcie „obszar orbitalny” jest nieprzydatne. Można za to pożytecznie wykorzystywać przedstawienie molekularnego obszaru orbitalnego typu σ i π wyjaśniając chemię i strukturę związków organicznych.

Określenie **stan stacjonarny** (podręcznik 5.) może być kojarzone z borowskim rozumieniem orbity stacjonarnej. Jest to dobra analogia, ale uczeń nie zna jeszcze modelu Bohra (z lekcji fizyki). To pojęcie jest dla niego puste, a zatem ten byt jest zbędny. Nie ma w liceum żadnych uzasadnień jego stosowanie, bo nie ma odwołań do innych, niestacjonarnych stanów.

Język sformułowań może też sugerować uczniowi inne od założonego rozumienie treści zagadnienia, nawet wtedy, gdy takie sformułowanie jest ogólnie przyjęte w świecie nauki. Skrótowość opisu, sprowadzona do zawodowego żargonu, może dobrze funkcjonować wśród profesjonalistów. Przybliżenie koncepcji kwantowych licealiście wymaga innego typu narracji. A oto kilka przykładowych opisów z obszaru chemii kwantowej, zaczerpniętych z licealnych podręczników i ich możliwych interpretacji.

Zasada Heisenberga dla położenia i pędu we fragmencie „niemożliwe jest **jednoczesne** wyznaczenie z dowolnie dużą dokładnością położenia i pędu...” sugeruje pomiar w tym samym momencie czasu obu wielkości dla tego samego układu. W niektórych źródłach wciąż cytowany jest mylny pogląd na sens tej zasady, a mianowicie, że jest ona skutkiem tego, iż pomiar jednej wielkości zaburza wartość tej drugiej. Jeżeli przygotujemy dużą liczbę identycznych układów i dla części z nich wyznaczymy tylko pęd, a dla pozostałych tylko

położenie, to czy oznacza to, że obejdziemy zasadę nieoznaczoności? Bynajmniej. Iloczyn błędów pomiarów obu tych wielkości nadal będzie większy od $h/4\pi$. Pominięcie w zdaniu „jednocześnie” nie zmienia sensu zasady i usuwa zarazem źródło jednej z koncepcji alternatywnych. Zamiast cytowania sformułowań zasady Heisenberga, z których licealista może tworzyć koncepcje alternatywne, można przekazać mu tylko płynące z niej wnioski co do istoty opisu kwanowomechanicznego.

Zasadę nieoznaczoności w podręcznikach licealnych stosuje się tylko w odniesieniu do położenia i pędu. Określenie „zasada” sugeruje podstawowe prawo przyrody, podczas gdy w formalnej strukturze mechaniki kwantowej, gdzie „zasadami” jest pięć postulatów, jest ona wnioskiem wyprowadzanym z niezerowej wartości komutatora odpowiednich operatorów. Oto przykład niepotrzebnej modyfikacji sformułowania tej zasady (podręcznik 1.): „*Nieemożliwe jest równoczesne dokładne określenie położenia i prędkości elektronu.*” Mechanika kwantowa korzysta z pędu uogólnionego, a ten nie musi być iloczynem masy i prędkości. Uczeń wie co to jest pęd w kartezjańskim układzie współrzędnych, więc niech to będzie jednak pęd, a nie prędkość. Poza tym wielkości związane z tą zasadą powinny mieć odniesienie do jednostki fizycznej stałej Plancka (taki wymiar ma komutator operatorów położenia i pędu), zaś iloczyn położenia i prędkości to inna wielkość fizyczna niż $J \times s$. Przykład wniosku z zasady Heisenberga (podręcznik 5., str. 17): „*Można rozpatrywać tylko prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w określonym czasie w dowolnie wybranym punkcie przestrzeni wokół jądra (w tzw. chmurze elektronowej).*” Prawdopodobieństwo to w „punkcie” wynosi zero! Wcześniej w tekście jest mowa o „stanie stacjonarnym”, skąd więc ta zależność od czasu? Stan stacjonarny to właśnie taki stan, w którym **gęstość prawdopodobieństwa** nie zależy od czasu. Mamy tutaj przykład kumulacji koncepcji alternatywnych w jednym niezbyt klarownie sformułowanym zdaniu.

W cytowanym wcześniej podręczniku 1. można spotkać taką oto koncepcję interpretacji Borna funkcji falowej: „*Kwadrat tej funkcji (falowej) podaje prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym obszarze przestrzeni wokół jądra.*” Prawdopodobieństwo wyraża się liczbą, zaś kwadrat funkcji jest również funkcją i dla elektronu w atomie nie jest to bynajmniej funkcja stała. Zdanie jest nieprawdziwe i wewnętrznie niespójne. Gęstość prawdopodobieństwa i prawdopodobieństwo to nie to samo. W podręcznikach 1., 4. i 5. jest stwierdzenie, że obszarowi orbitalnemu przepisuje się „największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronu”. Uczeń może to zrozumieć jako maksimum funkcji i wyobrażać sobie ten obszar jako punkt, okrąg (model Bohra) lub powierzchnię np. kuli. Rozumienie pojęcia „prawdopodobieństwo” jest u ucznia w tym momencie czysto intuicyjne, bo elementy rachunku prawdopodobieństwa pozna dopiero w ostatniej klasie liceum.

Definicja **stanu kwantowego elektronu** w podręcznikach budzi spore obawy co do tego, jak zinterpretują go uczniowie. Lakoniczność stwierdzenia, że jest to „*Opis elektronu w atomie za pomocą czterech liczb kwantowych*” (podręczniki 1., 4. i 5.) może sugerować, że stany elektronów w różnych atomach i jonach charakteryzowane przez ten sam zestaw liczb kwantowych są identyczne. Trzy liczby kwantowe numerują jedynie stany (funkcje falowe). Wartości tych funkcji i wartości energii wynikają też z ładunku jądra i liczby elektronów. To z funkcji falowej wynika rozkład gęstości prawdopodobieństwa, a wartość energii elektronu jest z tą funkcją stowarzyszona. Sposób definiowania w podręczniku kluczowego pojęcia jakim jest **stan kwantowy** ma dla sposobu rozumowania ucznia poważne konsekwencje. Jeżeli opis zostanie spłycony wyłącznie do zestawu czterech liczb kwantowych, to w rezultacie wartości energii elektronów i rozmiary obszarów orbitalnych w różnych atomach mogą wydawać się jednakowe. Z zapisu konfiguracji elektronowej dedukowana przez ucznia liczba stanów elektronowych w atomie będzie kojarzyła się z liczbą elektronów (lub orbitali).

Jeżeli uczeń korzystający z podręcznika 4., poznaje treść zasady nieoznaczoności (bez żadnej interpretacji), a następnie z tego samego źródła dowiaduje się, że: „*Znajomość wartości czterech liczb kwantowych opisujących dany elektron pozwala dokładnie określić jego miejsce w atomie oraz jego właściwości na danym orbitalu atomowym.*”. „Dokładnie określone miejsce” w przestrzeni dla takiego obiektu to punkt o określonych współrzędnych. Jak ma się do tego zasada nieoznaczoności (orbital atomowy zdefiniowany jest uprzednio jako przestrzeń) ? Jak z takiego chaosu pojęciowego, gdzie kolejne strony zawierają treści przeczące tym na stronach poprzednich, ma wynieść sensowne wyobrażenie o naturze mikroświata? Jedyne znane uczniowi liceum właściwości elektronu to masa, ładunek elektryczny, energia i znikome wymiary. Jak ma związać z tymi właściwościami liczby kwantowe?

W podręcznikach 4. i 5. nie ma informacji o tym, jakie wielkości fizyczne elektronu w atomie są określane przez wartości liczb kwantowych. Można obawiać się, że kwantowanie uczeń może kojarzyć z zasadą nieoznaczoności. W podręczniku 8., który w tym obszarze wiedzy traktować można jako wzorzec poprawności, wśród wielkości podlegających kwantowaniu wymieniono omyłkowo pęd.

O **równaniu Schrödingera** wypada wspomnieć w wykładzie podręcznikowym, ale jego zapis, czy nazwa „hamiltonian” (jak w podręczniku 10.) są raczej zbyteczne (Galska-Krajewska, Pazdro, 1990). Na temat tego równania uczeń w podręczniku 4. zetknie się z takim sformułowaniem: „*Opisuje ono (równanie falowe) prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym miejscu w atomie w zależności od wielu uwarunkowań, takich jak energia elektronu, ładunek jądra itp.*”. Gdyby to stwierdzenie było nawet prawdziwe, to czytający je uczeń nie zrozumie jego sensu. Może co najwyżej kojarzyć to nieznanne równanie z prawdopodobieństwem, a to już jest KA. Dalej w tym samym tekście: „*Stan podstawowy atomu opisuje równanie, które jest związane z najniższą energią ...*”. Równanie falowe nie ma bezpośredniego związku z żadną z wymienionych wielkości i to nie samo równanie, ale jego rozwiązania opisują stan elektronu. Innym przykładem może być zdanie z podręcznika 1. o rozwiązaniach tego równania: „*Spośród wielu jego rozwiązań wybieramy te funkcje, które gwarantują obecność elektronu w obrębie atomu*”. Funkcje falowe niczego nie gwarantują. W atomach elektrony są obecne. Autorkom w tej wypowiedzi chodziło zapewne o zasadę zabudowy stanów orbitalnych w atomie, i o to, że elektrony opisywane są tylko przez niektóre z tych funkcji. Sposób wyboru tych funkcji to w szkolnym programie reguła zabudowy i reguła Hunda.

Liczby kwantowe i ich sens to kolejny obszar koncepcji alternatywnych. Oprócz tego, że indeksują one stany kwantowe, mają też odniesienia do fizycznych wielkości elektronu. Ponieważ w wymaganiach egzaminacyjnych żąda się od ucznia zazwyczaj tylko określenia ich wartości, to z analizy rozwiązań zadań maturalnych nie można wnioskować o jego wyobrażeniach na ten temat. Natomiast pewnych informacji może dostarczyć analiza podręczników. Szczególnie problemy stwarza **magnetyczna liczba kwantowa**. Oto fragmenty podręczników dotyczące tej wielkości: „*Decyduje o orientacji obszarów orbitalnych w polu magnetycznym*” (podręcznik 1.). Czy pole magnetyczne oddziałuje na „obszar” i względem czego wyznacza się tu orientację? „*Określa liczbę poziomów orbitalnych związaną z ułożeniem się orbitali w przestrzeni pod wpływem zewnętrznego pola magnetycznego*” (podręcznik 5.). Ze względu na samą stylistykę trudno zrozumieć to zdanie, nie mówiąc o jego logice. Poziomy orbitalne to inaczej orbitale i ich liczba nie wynika z wartości liczby m , a przy tym liczba „poziomów orbitalnych” nie może być ujemna. Podobny przykład można znaleźć w podręczniku 4. „*Określa w jaki sposób chmura elektronowa zachowuje się w polu magnetycznym*”. Z dalszego rozwinięcia takich rozważań wynika, że orbitale (przestrzenie) ustawiają się w zewnętrznym polu magnetycznym w sposób zależny od wartości liczby m . Są to KA autorów, których uczeń raczej nie przejmie, bo ich nie skojarzy i

nie zapamięta. Chociażby ze względu na niezrozumiałość samych sformułowań i brak odniesienia do obrazowych przedstawień tych abstrakcyjnych „wywodów”.

Podobne wyobrażenia związane z magnetyzmem dotyczą **magnetycznej spinowej liczby kwantowej**: „W polu magnetycznym obrót elektronu może zachodzić w jednym z dwóch możliwych kierunków i dlatego liczba m_s ma tylko dwie dopuszczalne wartości”. (podręcznik 4.). W tym samym źródle można przeczytać, że **spin elektronu** to „znacznie upraszczając, kierunek obrotu elektronu wokół własnej osi”. Klasyczne analogie dla spinu elektronu jako momentu pędu związanego z obrotem wokół własnej osi nie są już od dawna zalecane. Cytowane stwierdzenia wykraczają poza granice uproszczeń i są to KA. Spin elektronu jest to własny moment pędu tej cząstki i jest określony wartością spinowej liczby kwantowej ($1/2$). Podlega takim samym regułom kwantowania jak orbitalny moment pędu, stąd wartości jego składowych określają magnetyczne liczby kwantowe $-1/2$ i $1/2$. Ze spinem, podobnie jak z niezerową wartością orbitalnego momentu pędu, związany jest moment magnetyczny, tzn. elektron zachowuje się jak magnes. Magnes taki oddziałuje z zewnętrznym polem magnetycznym, co prowadzi do zmiany **energii** elektronu, a nie obszaru, w którym może przebywać. Wielkość zmiany energii zależy między innymi od nachylenia wektora momentu magnetycznego względem kierunku wektora natężenia zewnętrznego pola magnetycznego, a to zależy od wartości m_s . To powinien przeczytać licealista w swoim podręczniku. Powinien też dowiedzieć się co to jest moment pędu, bo nie zna jeszcze tego pojęcia z lekcji fizyki! Definicję tej wielkości można znaleźć w 1. (niezbyt udany opis) i w podręcznikach K. Pazdro. Jeśli pojęcie to nie jest opisane w podręczniku, a występuje w tekście, musi to zrobić nauczyciel. Zewnętrzne pole magnetyczne jest zaburzeniem (oddziaływania magnetyczne są znacznie słabsze od elektrycznych), które modyfikuje energie stanów o różnych wartościach liczby m , lecz nie wpływa znacząco na postać funkcji falowych.

Inną koncepcją alternatywną, pojawiającą się zazwyczaj w zadaniach (także maturalnych), jest przypisywanie konturom orbitali p określonych wartości liczby m . Prezentowane w formie rysunku kontury orbitali odpowiadają funkcjom o określonej wartości liczby pobocznej (l), ale dla takich orbitali wartość liczby magnetycznej wynosi 0, lub jest nieokreślona. Dla $m \neq 0$ orbitale wodoropodobne nie są funkcjami o wartościach rzeczywistych i nie dają się przedstawić w formie graficznej, więc aby było to możliwe tworzy się kombinacje liniowe funkcji o przeciwnych wartościach liczby m . Wiedza taka nie jest licealiście do niczego potrzebna. Nie ma także powodu do opowiadania mu o rzeczach nieprawdziwych, a tym bardziej egzekwowania takiej „wiedzy” na egzaminach. Np. w podręczniku 4. uczeń przeczyta: „Trzy orbitale p_x , p_y i p_z odpowiadają więc trzem magnetycznym liczbom kwantowym: 1, 0, -1.” Jest to KA. O związku magnetycznych liczb kwantowych z oddziaływaniami magnetycznymi, nie tylko z zewnętrznym polem, w liceum należałoby jednak wspomnieć, skoro magnetyzm występuje w jej nazwie.

Dalsze problemy z magnetyzmem pojawiają się w sformułowaniach **reguły Hunda**. W większości podręczników jest ona sprowadzona do wymogu maksymalnej liczby niesparowanych elektronów (podręczniki 1., 4., 5. i 10.), a nie o maksymalnego spinu. Kwestia orientacji spinów przedstawiana jest tylko graficznie. W tzw. zapisie klatkowym konfiguracji elektronowej stanu podstawowego, uczniowie korzystający z tych podręczników poprawnie przedstawiają układ spinów elektronowych dla orbitali zdegenerowanych, ale jest to odwzorowanie podręcznikowego schematu rysunkowego, gdzie wszystkie strzałki skierowane są „w górę”, a nie podręcznikowego wykładu. Autorzy podręcznika 4. w wykładzie i w rozwiązaniu zadania ćwiczeniowego twierdzą, że w izolowanym atomie wodoru elektronowi w podpowłoce $1s$ stanowi kwantowemu o $m_s = 1/2$ odpowiada niższa energia, niż temu o wartości $m_s = -1/2$, co nie jest prawdą.

Reguła Hunda w wersji szkolnej wiązana jest z konfiguracją stanu podstawowego, a nie, jak jest naprawdę, z termem podstawowym. Takie uproszczenie jest zrozumiałe. Zawsze jednak stosujemy ją do określenia stanu o najniższej energii tego samego układu: jądro + elektrony. W jednym z zadań maturalnych ze stycznia 2006 wymaga się od ucznia, aby na podstawie tej reguły porównał i uzasadnił względną trwałość dwóch różnych jonów żelaza w stanie podstawowym (Kuśmierczuk, 2009a). To jest poważna KA autora zadania.

W podręczniku 2. w części poświęconej budowie atomu znajduje się podrozdział 5.4. zatytułowany: „Dlaczego elektrony chętnie łączą się w pary?”. Autorzy wyjaśniają ten fakt przyciąganiem magnetycznym elektronów o przeciwnych spinach (str. 125), a już na kolejnej stronie tego samego podrozdziału opisują i uzasadniają regułę Hunda, gdzie stanom o najniższych energiach odpowiada pojedyncze obsadzenie elektronami orbitali podpowłok. Ten mały fragment tekstu może mieć poważne konsekwencje dla interpretacji przez uczniów wiązania kowalencyjnego. To, że wiązanie takie jest „skutkiem przyciągania elektronów” jest jedną z KA cytowanych w literaturze.

Ogólne wskazania odnoszące się do sposobu przedstawienia koncepcji teorii kwantowej w liceum powinny zdaniem autora niniejszej pracy przedstawiać się następująco. Treści, które uznajemy za ważne, należy odpowiednio „przykroić” i uprościć teorię tak, aby odpowiadała możliwościom percepcyjnym licealisty. W dodatku te uproszczone narzędzia powinny nadawać się do spójnego opisu założonych w podstawie programowej celów dydaktycznych.

Propozycja szkolnego kanonu wiedzy z MK dla liceum autora pracy:

- *Dualistyczny charakter promieniowania i cząstek*, oraz pewne zjawiska, które to potwierdzają. *Dyfrakcja elektronów i efekt fotoelektryczny* to minimum. Na lekcji fizyki dojdzie efekt Comptona i akcja laserowa.

- *Zasada nieoznaczoności wraz z wartością liczbową stałej Plancka*.

Proste rachunki oparte o zależności: $E = h\nu$ i $\lambda = h/p$ są użyteczne i powinny być wykorzystywane na lekcjach chemii. Wartość stałej Plancka pozwala oszacować, kiedy opis kwantowy zjawiska jest konieczny, a kiedy można posłużyć się mechaniką newtonowską. Gdy na lekcji fizyki uczeń opisuje dynamikę swobodnego elektronu w polu elektrycznym i magnetycznym będzie rozumiał, że mechanika Newtona jest tu odpowiednim narzędziem. Uzasadnienie dla wyboru: mechanika kwantowa czy klasyczna, można odnieść do analogii w opisie światła - kiedy stosujemy optykę geometryczną, a kiedy falową?

- *Kwantowy charakter procesów absorpcji i emisji promieniowania*.

To pozwala zrozumieć chociażby pochodzenie barw substancji, czy fotolityczny rozpad wiązań. Takie treści zawierają tylko podręczniki 3. i 8. W 3. można znaleźć nawet podstawowy opis niektórych technik spektroskopowych.

- *Kwantowanie, stan kwantowomechaniczny elektronu i liczby kwantowe, orbital i obszar orbitalny, zakaz Pauliego, reguła zabudowy orbitali, reguła Hunda, ekranowanie jądra atomu*.

Przestrzenny układ „orbitali” opisujących geometrię chmur elektronowych rysowany w podręcznikach może przekładać się na wyobrażenia ucznia o kształcie atomów. Pierwszoklasista w liceum wie, że atom jest kulisty, bo tak są modelowane atomy w gimnazjum. Jak wykazały badania Tabera (1997), „uczniom łatwiej jest dołączyć nowe koncepcje do już znanych, niż zastąpić je nowymi narzędziami”. Dla dydaktyka jest to ważne wskazanie, gdyż w uzasadnieniach uczeń będzie sięgał z reguły do czytelniejszych dla niego przedstawień obrazowych i do prostszej argumentacji, a nie poprawniejszych naukowo. Interpretacja problemu przy użyciu skomplikowanych narzędzi prowadzić może do nieporozumień, w tym do konfliktu z dotychczasową wiedzą, błędnych wyobrażeń i wniosków. Kuliste kształty atomów wynikają z centralnego charakteru pola sił, w którym

znajdują się elektrony. W opisie atomów wieloelektronowych pole sił działających na jeden elektron to pole jądra i uśredniony wpływ pozostałych elektronów. Orbitale atomowe mają formę podobną do tych w atomie wodoru. Każdy obrót trójwymiarowego kartezjańskiego układu współrzędnych o początku w środku jądra atomowego jest operacją symetrii atomu. Każdy z wybór takiego układu jest równoprawny, zaś wybieramy tylko jedną z nieskończonej liczby orientacji w przestrzeni takiego układu. Prostopadłość osi symetrii orbitali odwzorowuje relację ortogonalności tych funkcji, a nie geometrię rozmieszczenia ładunku elektronów w izolowanym atomie. Opis przestrzennego rozmieszczenia ładunku elektronów za pomocą obszarów orbitalnych może prowadzić ucznia do innego wyobrażenia kształtu atomu, o ile obsadzone są w nim orbitale p. Te nie mają kulistej symetrii i rozumowanie na podstawie geometrii odpowiadających im chmur ładunku powinno prowadzić ucznia do takiego wniosku. Okazuje się, że nie tylko ucznia. W podręczniku 4. czytamy: „Tak więc istnienie dwóch form przestrzennych zawierających po niesparowanym elektronie w atomie węgla daje po nałożeniu obu orbitali p kształt nieco przypominający walec”. Abstrakcja staje się tutaj zdeformowaną rzeczywistością, nieprawdziwym wyobrażeniem kształtu atomu.

Kolejnym badanym zagadnieniem związanym z atomem jest jego **konfiguracja elektronowa**. Jej zapis nie nastrocza uczniom większych problemów. Zazwyczaj poprawnie stosują regułę zabudowy orbitali atomowych, chociaż ich kolejność energetyczną ustalają w różny sposób. Problemy stwarza jej interpretacja i wykorzystanie. W wymaganiach, oprócz umiejętności jej zapisu, oczekuje się od ucznia, że na podstawie konfiguracji elektronowej atomu wskaże elektrony walencyjne, oraz określi liczby: niesparowanych elektronów, obsadzonych elektronami orbitali, podpowłok i powłok elektronowych. Ponadto przypisze pierwiastek do bloku konfiguracyjnego w układzie okresowym, sklasyfikuje go jako metal lub niemetal, porówna względną aktywność chemiczną. Najważniejszym z odniesień dla konfiguracji elektronowej jest w liceum jej związek ze współczesną formą układu okresowego. Korzystając z tego izomorfizmu uczniowie udzielają odpowiedzi na wiele pytań nie odwołując się wprost do zapisu konfiguracji, a jedynie do położenia pierwiastka w układzie okresowym. Jest to metoda prostsza i mniej ryzykowna, jeśli chodzi o możliwość popełnienia błędu. W podręcznikach zapis konfiguracji nie ma zastosowania do przewidywania możliwości tworzenia przez atomy wiązań kowalencyjnych z udziałem orbitali „pustej” podpowłoki d, bo w zapisie konfiguracji jej po prostu nie ma. Są natomiast zapisywane wzory jonów kompleksowych o liczbie koordynacyjnej 6, tzn. że atom centralny w otoczeniu walencyjnym ma 12 elektronów.

Niektóre problemy uczniów z konfiguracją wynikają stąd, że nadaje się jej kilka nierównoważnych znaczeń. Wg propozycji Pazdro (1990), zawartych w *Dydaktyce Chemii*, pod pojęciem tym należy rozumieć sposób przypisania podpowłokom elektronów, a nie powłokom czy orbitalom. Tak więc dla atomu węgla w stanie podstawowym ma ona postać $1s^2 2s^2 2p^2$ lub $[\text{He}] 2s^2 2p^2$, a nie $K^2 L^4$ czy $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, bądź też równoważny ostatniemu tzw. zapis klatkowy. Z zapisu bardziej szczegółowego wynika ten ogólniejszy, ale niekoniecznie odwrotnie. Większość literatury każdy z takich zapisów traktuje jako konfigurację. Nauczyciel zobligowany jest nauczać tych treści, które zawarte są w dokumentach Ministerstwa Edukacji Narodowej, a zawarte w sylabusie maturalnym wszystkie wymienione formy traktowane są jako konfiguracja. Stąd też w swoich najnowszym podręczniku (8.) Pazdro dostosował się do tych wytycznych. Ta wielość form zapisu konfiguracji i jej określeń utrudnia komunikację. „Skrócona konfiguracja” atomu manganu w stanie podstawowym (matura 2007) to $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$, a nie jak przyjęła część uczniów, z fatalnym dla siebie skutkiem, $K^2 L^8 M^{13} N^2$. Tę ostatnią formę zapisu określa się jako „konfigurację powłokową”. W podręczniku 4. za formę zapisu konfiguracji uważa się także wzór Lewisa atomu – symbol pierwiastka z kropkami oznaczającymi jego elektrony walencyjne.

We wszystkich podręcznikach brakuje na samym początku zastrzeżenia, że zapisywana konfiguracja dotyczy izolowanych atomów (lub jonów prostych), tj. dostatecznie oddalonych od innych atomów (jonów), lub innych źródeł pola elektromagnetycznego. Fizyczną realizacją takiej sytuacji jest zatomizowany pierwiastek w stanie gazowym, zaś jedyne naturalnie występujące na Ziemi przykłady takiego stanu to helowce. Wyjaśnienie na podstawie konfiguracji elektronowej izolowanych atomów pewnych właściwości substancji prostych, w których atomy są związane, prowadzić może do wniosków niezgodnych z obserwacjami. W szczególności dotyczy to porównywania aktywności pierwiastków, które nie występują w stanach odpowiadających przedstawionej konfiguracji elektronowej. Uczeń powinien wówczas brać pod uwagę charakterystykę wiązań chemicznych w pierwiastkach (Kuśmierczuk, 2005).

Parametry atomowe o szczególnym znaczeniu dla określania i porównywania cech atomów, pierwiastków chemicznych, a czasami także ich połączeń, to liczby atomowe i masowe, masy atomowe, promienie atomowe, energie jonizacji i elektroujemności. Pierwsze trzy z nich występują już w podstawie programowej dla gimnazjum. Gimnazjalne podręczniki akcentują związek liczby atomowej z ilością elektronów w atomie, nie podkreślając przy tym, że musi to być izolowany atom. Stąd licealista wynosi przekonanie, że parametr ten można zawsze utożsamiać z liczbą elektronów.

W podręcznikach dla liceów liczby atomowa i masowa pojawiają się w rozdziale poświęconym jądro i procesom jądrowym. Nauka o budowie atomu rozpoczyna się zazwyczaj od tego rozdziału. Jeżeli ta grupa zagadnień umieszczona jest po omówieniu budowy elektronowej atomu, jak w podręczniku 5, to w określeniach tych liczb pobrzmiewają gimnazjalne echa, np.: „Masa atomu jest równa sumie mas protonów i neutronów tworzących jądro danego pierwiastka i jest określana **liczbą masową**”. Brak w tekście wzmianki o tym, że jest to tylko przybliżenie.

Najważniejszym dla zrozumienia zmienności właściwości pierwiastków (prawa okresowości) parametrem atomowym jest **promień atomowy**. Na podstawie zmienności tej wielkości, posługując się tylko prostym modelem oddziaływań elektrostatycznych, można przewidywać zmienność energii jonizacji, powinowactwa elektronowego, energii wiązań i elektroujemności, ale może on też mieć w nauczaniu chemii szereg innych odniesień. Większość korelacji między tymi wielkościami można uczniowi przybliżyć przy pomocy prostych, opartych na znanej mu fizyce uzasadnień, bez odwołań do mechaniki kwantowej. To, że promienie atomowe pierwiastków w okresie maleją, powinno wynikać z nauczanej w szkole teorii budowy atomu. Może to być całkiem prosty model, gdzie powłoka elektronowa wyobrażana jest jako sfera o promieniu odpowiadającym średniej odległości chmury elektronowej od jądra. Ekranowanie pola elektrycznego jądra przez elektrony powłok wewnętrznych i wzrost efektywnego ładunku jądra nie są koncepcyjnie trudne, a uczeń może już zrozumieć i swobodnie odtwarzać tę prawidłowość. W żadnym z analizowanych podręczników nie ma wyjaśnienia tego istotnego faktu. Zmienność promieni atomowych w jednej grupie układu okresowego raczej nie budzi jego wątpliwości i wyjaśniana jest rosnącą liczbą powłok elektronowych. Ucząc się opisu kwantowego elektronów w atomie, uczeń koncentruje się na nowych, abstrakcyjnych pojęciach i niezrozumiałych regułach, oraz nowych formach zapisu. Nie dostrzega w symbolach podpowłok i wartościach liczb kwantowych żadnej fizyki, więc jak miałby oceniać relacje między rozmiarami opisywanych w ten sposób obszarów gęstości elektronowej, promieniami atomów i energią elektronów. Tak prowadzi go szkolny podręcznik. Nie wskazuje on jak konfiguracje elektronowe wiążą się z wartością promieni atomów i jonów, oraz skorelowanych z nimi innych właściwości. Nowo poznana teoria nie zyskuje uwiarygodnienia, a co dopiero mówić o jej produktywności.

Z charakterem chemicznym pierwiastków, czyli podziałem na metale i niemetale uczeń zetknął się w gimnazjum. Gdy został już wprowadzony kwantowy model budowy

atomu i wskazany został związek takiego opisu z układem okresowym, przychodzi czas na poznawanie zmienności właściwości pierwiastków. Zamiast opartych o prostą fizykę uzasadnień otrzymuje gotowe schematy i zależności do wyuczenia się na pamięć. Na diagramach opisujących zmienność właściwości pierwiastków w układzie okresowym (podręczniki 1. i 5.) pojawiają się strzałki obrazujące kierunek wzrostu takich cech jak „metaliczność” i „niemetaliczność”. Uczeń wie co to jest metal i niemetal, ale nie ma w tym poleceniu wskazania na kryterium pozwalające mu stwierdzić, że jeden metal jest bardziej metaliczny od drugiego. Jaką właściwość (lub zespół właściwości) należałoby przyjąć za miarę tych obu niezdefiniowanych pojęć. Aktywność chemiczna (reaktywność) jest pojęciem raczej intuicyjnym i niejednoznacznym (Kuśmierczuk, 2005). Zazwyczaj kojarzona jest z szybkością reakcji pierwiastka lub różnorodnością jego reakcji chemicznych. Ponieważ jest to początek licealnej edukacji, to okresowość właściwości należałoby ograniczyć do kilku wybranych cech atomów, ale takich, które można dobrze zdefiniować i w oparciu o model budowy atomu racjonalnie uzasadnić kierunek zmian. Oprócz promienia atomowego, który uwzględniono na diagramie w podręczniku 1., mogłyby to być energia jonizacji, powinowactwo elektronowe i elektroujemność.

W zadaniach ćwiczeniowych, a nawet w egzaminacyjnych, pojawia się polecenie uporządkowania zbioru pierwiastków z tego samego okresu lub tej samej grupy, według zmian charakteru metalicznego. W zbiorze takim czasami pojawiają się także niemetale. Jak uczeń ma interpretować metaliczność niemetalu? W podręczniku 5. za ilościową miarę dla zespołu cech, które składają się na „metaliczność” i „niemetaliczność” przyjęto elektroujemność, ale wielkość tą zdefiniowano jakościowo jako „miarę zdolności przyciągania elektronów”. Z opisu nie wynika czy chodzi o liczbę tych przyciąganych elektronów, czy o wartość liczbową siły przyciągania. W podręczniku 4. elektroujemność jest to „miara zdolności atomów do przesuwania wiązania kowalencyjnego w stronę jednego z atomów”. Co tutaj należałoby wybrać za wielkość mierzalną? W tym podręczniku, i w pozostałych, brakuje wskazania co ma być miarą takich cech jak „metaliczność” i „niemetaliczność”. Elektroujemność jest użyteczną wielkością w nauczaniu wielu zagadnień, ale w licealnych podręcznikach jest to często narzędzie nadużywane (Kuśmierczuk, 2002). Może ona być skorelowana z różnymi właściwościami, ale już uzasadnienie charakteru tych zależności może być poważnym problemem. Właściwiej byłoby mówić (jak w podręczniku 1.) tylko o spadku reaktywności metali i wzroście reaktywności niemetalu w okresie, wyłączając z rozważań blok konfiguracyjny d.

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

Jest to rozdział w podręcznikach o szczególnie dużym znaczeniu. Nauczanie o wiązaniach kowalencyjnych i jonowych ma miejsce już w gimnazjum. W liceum zagadnienia te powinny być przypomniane i poszerzone, ale niekoniecznie o opis kwantowy wiązania kowalencyjnego. Wiązania typu σ i π można objaśnić nie odwołując się do orbitali molekularnych. Wystarczyłoby graficzne przedstawienie rozkładu i symetrii chmur wspólnych par elektronowych. Jak wspomniano wcześniej, tworzenie wiązań kowalencyjnych poprzez „przenikanie się”, lub „nakładanie” obszarów orbitalnych, rozumianych jako przestrzenie, w umyśle ucznia sprowadza się do sumy zbiorów punktów (jak na lekcjach matematyki). Obraz takiej sumy różni się dalece od obszaru orbitalu molekularnego. Jeśli nakładające się obszary uczeń ma rozumieć jako chmury elektronowe, to taki mechanizm tworzenia się wiązania jest opisem afizycznym. Nie jest to nawet suma dwóch funkcji falowych, ale ich kombinacja liniowa o współczynnikach ułamkowych. Niektórzy z autorów podręczników zachowali sens orbitalu atomowego jako funkcji i tutaj nie ma dysonansu (podręczniki 3., 6., 8. i 10.), ale licealista i tak nie zrozumie takiej idei tworzenia wiązań kowalencyjnych. Analogią zrozumiałą mogłaby być interferencja fal (falowa natura elektronu,

równanie falowe, funkcja falowa), ale wsparcie ze strony fizyki nadchodzi w tym wypadku za późno.

Opis wiązań jonowych we wszystkich podręcznikach jest zwięzły, w niektórych szczątkowy i w żadnym nie wykracza poza kanon gimnazjalny. Autorzy przedstawiają to wiązanie jako czysto elektrostatyczne oddziaływanie. W podręczniku 10. jest to tylko powołanie się na wiedzę z gimnazjum, bez żadnych przywołań i uzupełnień. We wszystkich podręcznikach odwołano się do reguły helowca, a przykłady ilustrujące tworzenie tego wiązania z izolowanych atomów dotyczą w większości z nich tylko jonów prostych o konfiguracji helowca. Język opisujący teorię wiązań Lewisa – Kossela jest pełen antropomorfizmów, a opis fizyki zdawkowy, lub zgoła żaden. Ogólna zasada: „*Atomy dążą w reakcjach chemicznych do stanu o najniższej energii*” (podręcznik 1.) powinna być złagodzona do: *Łączenie się atomów prowadzi do obniżenia ich energii elektronowej*. Z cytowanego ustępu wynikałoby, że sposób łączenia atomów jest jednoznacznie określony poprzez stan o najniższej energii, bez względu na warunki, podczas gdy uczniowie już wiedzą, że te same pierwiastki mogą niekiedy tworzyć połączenia atomowe o różnym składzie i energii. Gdyby cząsteczki powstawały wyłącznie z izolowanych atomów, to bez względu na ich skład następuje obniżenie energii elektronowej, tj. układ atomów osiąga minimum lokalne jej wartości i niekoniecznie musi to być wartość najmniejsza. Taki proces jest zawsze egzoenergetyczny. Klasycznym przykładem, na którym autorzy podręczników na całym świecie ilustrują przypadek wiązania jonowego, jest chlorek sodu. Obserwacja i modelowanie reakcji sodu z chlorem, czyli równoczesny opis zjawiska na trzech poziomach, w podręczniku 1. nie jest spójny. Rozpoczyna się od pokazu reakcji sodu z chlorem, niewątpliwie egzotermicznej. Po opisie makroskopowym mamy symboliczny zapis równania reakcji, po czym autorki przechodzą na poziom submikro. „Stan o najniższej energii” uzasadniają szczególną trwałością konfiguracji utworzonych jonów. Gdyby odczytać wartości energii jonizacji atomu sodu i powinowactwa elektronowego chloru, to bilans energii dla tych dwóch procesów byłby niekorzystny i układ musiałby pobierać energię. Obniżenie energii jest tutaj spowodowane przyciąganiem jonów przeciwnego znaku, czyli utworzeniem wiązania, i to należało podkreślić. Zapis równania reakcji metalicznego sodu z chlorem w postaci Cl_2 zaburza dalsze rozważania modelowe prowadzone dla pojedynczych atomów Na i Cl i należałoby go usunąć. Przed utworzeniem wiązania jonowego atomy sodu i chloru również tworzą wiązania (metaliczne i kowalencyjne) i mają oktet elektronowy. Poziomy submikroskopowy i symboliczny dotyczą tu różnych układów i nie dopełniają się.

W rozdziale dotyczącym wiązań brakuje również we wszystkich podręcznikach krótkich rozważań na temat związku ładunków i promieni jonów z energią sieci jonowych, oraz przenoszeniem części ładunku elektronowego z anionów na kationy, czyli pewnym wkładem kowalencyjności wiązania w kryształ jonowy. Czysto jonowy charakter wiązania jest sytuacją modelową, a nie rzeczywistą. Konsekwencją tej luki w przekazie jest brak w podręcznikach przykładów zróżnicowania właściwości związków jonowych i uzasadnień takich różnic. Uwypukla się jedynie podobieństwa, co na tym poziomie edukacji jest niewątpliwie sprawą zasadniczą. Wraz ze spadkiem udziału jonowości w wiązaniu zmieniają się właściwości kwasowo – zasadowe tlenków i wodorotlenków i tę zmienność można w prosty sposób uzasadnić, zamiast jedynie informować o trendach zmian w układzie okresowym. Jeżeli jedną z wymienianych w podręcznikach cech substancji o budowie jonowej jest zdolność części z nich do rozpuszczania się w wodzie, to należałoby wyjaśnić dlaczego pozostałe są trudnorozpuszczalne. Terminologia dotycząca wiązań jonowych jest w podręcznikach skromna, ale nie powinny pojawiać się w niej takie ewidentnie niewłaściwe określenia jak: „*cząsteczki o wiązaniach jonowych*” (podręczniki 2. i 4.), ani „*dlugość wiązania jonowego w kryształach*” (4.). Ponieważ wiązanie jonowe jest zdelokalizowane na cały kryształ jonowy, nie należy używać w ich wypadku pojęć *energia wiązania* czy *dlugość*

wiązania. Zamiast energii wiązania jest molowa *energia sieci*, a zamiast długości wiązań promienie jonowe. W rozdziałach omawianych podręczników opisujących termochemię, w żadnym nie występuje obliczanie energii sieci jonowej i związany z tym cykl Borna – Habera.

Opis powstawania wiązań kowalencyjnych z graficznym przedstawieniem orbitali atomowych (obszarów orbitalnych) i utworzonych z nich orbitali molekularnych (molekularnych obszarów orbitalnych) pojawia się w każdym z analizowanych podręczników. Równolegle spotkamy tam prosty model wiązań Lewisa, z kropkowym przedstawieniem elektronów i kreskowym par elektronowych. Wzory Lewisa cząsteczek stosowane są oszczędnie, przede wszystkim wówczas, gdy trzeba przedstawić wiązanie koordynacyjne. W kwantowym, nawet mocno uproszczonym, a czasami wręcz zdeformowanym opisie tworzenia się wiązań kowalencyjnych, powinna być przedstawiona zasadnicza idea: **tworzenie się wiązań prowadzi do obniżenia energii elektronowej**. Na załączonych w podręcznikach diagramach przedstawiających orbitale atomowe i molekularne powinna być oś przedstawiająca kierunek zmiany energii. Nie ma tego w podręczniku 3. i 5., a w 4. pojawia się na sam koniec, w podrozdziale zatytułowanym „Orbitale wiążące i antywiązące”. W tym ostatnim podręczniku w opisach diagramów przedstawiających klatkowy zapis konfiguracji walencyjnych kilkakrotnie powtarzana jest fraza: „te orbitale będą tworzyły wiązania ...”. W podręczniku 1. diagramy przedstawiające powstawanie orbitali molekularnych z orbitali atomowych typu p przedstawiono na tle osi energii (str. 74 – 75). Energie orbitali molekularnych (przedstawiono tylko orbitalne wiążące) są zaznaczone poniżej energii orbitali atomowych. Niestety, autorki nie rozdzieliły w przestrzeni orbitali typu σ i π , więc wynika z rysunków, że energie odpowiadające tym orbitalom są identyczne. Jedynie K. Pazdro w swoich podręcznikach posługuje się wzorami Lewisa w szerszym zakresie. Obraz rozmieszczenia chmur elektronowych w cząsteczkach wynikający z teorii kwantowej ilustruje graficznie. Jest to koncepcyjnie najprostsza i spójna wewnętrznie metoda opisu.

Modelowanie wiązań kowalencyjnych powinno być przedstawiane na przykładach cząsteczek o stosunkowo prostej budowie i zarazem istotnych z punktu widzenia merytorycznego i dydaktycznego). W podręcznikach 1. i 4. wiązanie podwójne przedstawiane jest na przykładzie cząsteczki S_2 , która tworzy się tylko w stanie gazowym w wysokiej temperaturze, a nie na ważniejszym, znanym uczniom przykładzie cząsteczki tlenu. Zapewne z obawy przed stosowaniem uproszczenia w budowie elektronowej dwurodnika O_2 . Ten szczegół struktury elektronowej cząsteczki tlenu jest niewątpliwie istotny dla jej właściwości, ale żadne treści licealnych programów z tą cechą cząsteczki tlenu się nie wiążą.

W podręczniku 5. (str. 287) wzór elektronowy cząsteczki tlenu narysowany jest tak, że zaznaczono na nim spiny dwóch niesparowanych elektronów na zewnątrz obszaru wiązania (co odpowiadałoby orbitalom antywiązącym), ale zaznaczono tylko pojedyncze wiązanie kowalencyjne. Struktura taka nie spełnia warunku oktetu elektronowego dla atomów tlenu i wskazuje na rząd wiązania 1. Jest to koncepcja metodyczna nie do przyjęcia w liceum. Podręcznik 10., pomimo dużej zwięzłości, zawiera skrót teorii LCAO MO z odpowiednimi diagramami orbitali w cząsteczce O_2 oraz wyjaśnia pojęcie *rząd wiązania* i obecność niesparowanych elektronów na orbitalach antywiązących w tej cząsteczce.

Wiązanie koordynacyjne jest jednym z haseł podstawy programowej dla rozszerzonego zakresu nauczania, więc musi być uwzględnione we wszystkich podręcznikach. Zdefiniowanie samego pojęcia nie jest problemem. Problematyczne może być wskazanie miejsca występowania takiego rodzaju wiązania i sensowność pewnych pytań stawianych uczniom. Jednym z częściej cytowanych w podręcznikach przykładów cząsteczek z tym rodzajem wiązania jest cząsteczka SO_2 . Z pojedynczego wzoru Lewisa wynika, że jedno z wiązań powinno mieć taki charakter. Jeśli do opisu wiązań w tej cząsteczce użyjemy dwóch wzorów rezonansowych, a tylko taki opis poprawnie reprezentuje strukturę

elektronową SO_2 , to w którym miejscu występuje to wiązania koordynacyjne? Ze względu na sposób tworzenia powinno to być wiązanie zlokalizowane w obszarze między dwoma atomami. Czy wskazywanie na jego obecność w tej cząsteczce ma wówczas sens? Dosłowna interpretacja jednego ze wzorów rezonansowych cząsteczki SO_3 w podręczniku 4. prowadzi autorów do konkluzji, że występują w niej 2 wiązania koordynacyjne i jedno podwójne. Taka interpretacja skłania do wniosku, że jedno z wiązań siarka - tlen jest krótsze od dwu pozostałych.

Z krotnością, a raczej poprawniej z rzędem wiązania, problem mają zarówno nauczyciele, jak i autorzy niektórych podręczników. Jednym z pospolitych wymagań egzaminacyjnych jest wskazanie w cząsteczce liczby wiązań σ i π . Wzór rezonansowy z zaznaczonym jednym wiązaniem podwójnym pozwala wskazać obecność jednego wiązania π . Delokalizacja wiązania π sprawia, że rząd wiązania nie jest już całkowity. Zatem twierdzenie odwrotne, że obecność wiązań π wskazuje na wiązania podwójne lub potrójne w cząsteczce nie musi być prawdziwe, ale taki sposób rozumowania jest pospolity. Gdyby uczniom postawić pytanie o prawdziwość takiego twierdzenia, to uzyskano by zapewne blisko 100 % odpowiedzi twierdzących, bo taka jest pragmatyka nauczania o wiązaniach w liceum. Zapamiętanie prostych i jednoznacznych formułek pozwala udzielać „poprawnych”, czyli oczekiwanych odpowiedzi na sztamkowe pytania egzaminacyjne. Na pytanie o obecność wiązania koordynacyjnego w cząsteczce amoniaku, można udzielić dwóch wykluczających się odpowiedzi i obie można uzasadnić jako poprawne, wskazując na odpowiednią genezę cząsteczki NH_3 . Przedstawienie budowy elektronowej wielu cząsteczek tlenków i anionów kwasów tlenowych za pomocą pojedynczej struktury Lewisa nie odpowiada rzeczywistemu rozmieszczeniu elektronów, a to są właśnie przypadki, które w pytaniach egzaminacyjnych o obecność wiązań koordynacyjnych występują nader często.

Właściwym momentem do wprowadzenia pojęcia wiązania koordynacyjne jest opis protonowej i elektronowej teorii kwasów i zasad, oraz klasycznych związków koordynacyjnych. Odpowiednimi przykładami tych ostatnich są hydroksokompleksy niektórych metali, które obecne są w wymaganiach egzaminacyjnych. Równowagowy charakter reakcji, w których takie połączenia powstają, czyni sytuację fizyczną klarowną. Wzory jonów kompleksowych z zadań maturalnych takie jak $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ i $[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ występują tylko w zapisach równań chemicznych i są jedynie przedmiotem operacji algebraicznych, ale ich budowa nie jest analizowana. Gdyby zażądać zapisania i zinterpretowania ich struktury, to wielu uczniów miałoby dylemat związany ze „świętą” regułą oktetu.

Pytanie o to, czy w cząsteczkach takich jak SO_2 i H_2SO_4 występują wiązania koordynacyjne nie powinno mieć miejsca. Odpowiedź nie może zależeć od tego, którą formę rezonansową wzoru elektronowego tych cząsteczek zapiszemy. Czy uwzględnimy w nich obecność wszystkich możliwych wiązań π , oraz ewentualnie ich delokalizację, czy też nie.

W przypadku wiązań kowalencyjnych pytanie o ich liczbę przypadającą na jeden atom jest zasadne. Polecenie wskazania przykładów atomów, które mogą tworzyć więcej niż cztery wiązania kowalencyjne, skieruje zapewne uwagę wielu uczniów w stronę najprostszej teorii wiązań, tj. modelu Lewisa. Jeżeli równocześnie nie jest wymagany zapis takiego wzoru, to nie dostrzegą oni naruszenia reguły oktetu i jako jedyne kryterium mogą przyjąć obecność w tych atomach powyżej 4 elektronów walencyjnych. Z liczbą elektronów walencyjnych uczniowie liceum wciąż kojarzą najwyższą *wartościowość*, a nie najwyższy stopień utlenienia, przy czym wartościowość pierwiastka rozumiana jest jako liczba wiązań [Kuśmierzuk, 2004].

Hybrydyzacja orbitali atomowych

Wyjaśnienie hybrydyzacji orbitali atomowych jest jednym z trudniejszych zagadnień licealnej dydaktyki, gdyż tym razem dotyczy abstrakcyjnych obiektów jakimi są funkcje falowe. Opis kwantowomechaniczny elektronów w cząsteczkach opiera się zawsze na jakimś

rodzaju przybliżenia, a koncepcja hybrydyzacji orbitali atomowych jest jednym z nich. Dla nauczyciela chemii w liceum punktem wyjścia przy określaniu rodzaju hybrydyzacji powinien być wzór elektronowy cząsteczki lub jonu wieloatomowego. Jeżeli nie uwzględni on istotnych struktur rezonansowych cząsteczki, którym odpowiada inna liczba przestrzenna atomu centralnego, to ustalenie będzie błędne. Przykładem sytuacji, która występuje w publikowanych materiałach dydaktycznych, jest przypisywanie orbitalom atomu azotu w grupie amidowej hybrydyzacji sp^3 , zamiast poprawnej sp^2 . Najważniejszym zadaniem powinno być wskazanie uczniowi celu tej operacji. Podręcznik 1. skupia się wyłącznie na wyjaśnieniu kształtu cząsteczek wieloatomowych.

Innym, równie ważnym celem, jest uzasadnienie jednakowej energii i długości wiązań z identycznymi, także pod względem symetrii, atomami. Nade wszystko należy ucznia poinformować, że hybrydy służą do tworzenia orbitali molekularnych σ i opisu wolnych par elektronowych przy atomie centralnym oraz uzasadnić to kryterium. W oparciu o taką informację uczeń może zapisać wzór Lewisa z uwzględnieniem tylko wiązań σ i wolnych par elektronowych przy atomie centralnym, ustalić liczbę potrzebnych hybryd, rodzaj hybrydyzacji i liczbę pozostałych orbitali p, które może wykorzystać do utworzenia orbitali π . Najprostsza koncepcyjnie dla ucznia metoda określenia typu hybrydyzacji jest analiza struktury Lewisa cząsteczki i określenie na jej podstawie liczby przestrzennej atomu. Niezrozumiałe dla ucznia algorytmy ustalania liczby przestrzennej, które proponują np. podręczniki 1., 4. i 5. są nieskuteczne, bo uczeń nie rozumie ich genezy i nie jest w stanie zapamiętać ich na dłużej. Wykład na temat hybrydyzacji jest na tyle rozbudowany i sztucznie skomplikowany, że musi prowadzić uczniów do KA. W tekstach podręczników również nie brakuje jawnych i sugerowanych KA.

W podręcznikach brakuje informacji, że atom centralny to każdy atom związany z co najmniej dwoma sąsiadami. Stosowanie hybrydyzacji orbitali w przypadku cząsteczek dwuatomowych jest bezcelowe, zaś w większych cząsteczkach atomów centralnych może być dużo. W cząsteczce HNO_3 , oprócz atomu azotu, jest to też atom tlenu połączony z atomem wodoru. Stąd też cząsteczka kwasu azotowego(V) nie musi być płaska, jak stwierdzono w podręczniku 1. (str. 94). Hybrydyzacja jest operacją na orbitalach, a nie na elektronach, dlatego diagramy obrazujące hybrydyzację orbitali nie powinny wskazywać na obsadzenie orbitali atomowych, jak w tym samym podręczniku na str. 83, oraz w podręcznikach 4. i 5. Łączenie hybrydyzacji równocześnie z orbitalami i z elektronami oraz nadawanie temu, raczej nieświadomie, rangi realnego procesu jest poważnym dydaktycznym nadużyciem. Zwrot: „*Następuje teraz hybrydyzacja ...*” (podręcznik 4., str. 216) jest niezręcznością stylistyczną i sugeruje jakiś realny proces. Dalej w tym samym źródle: „*nie zawsze hybrydyzacja musi być poprzedzona wzbudzeniem atomu. Może się też zdarzyć, że nie wszystkie elektrony walencyjne ulegną hybrydyzacji*” (str. 219). Symetria orbitali hybrydowych jest tu utożsamiana z geometrią chmury elektronowej w cząsteczce, co jest KA. Z kolei w podręczniku 5. mamy na początku zastrzeżenie, że „*hybrydyzacja orbitali to operacja matematyczna*”, ale już na kolejnej stronie autorki informują, że „*kąty między wiązaniami w cząsteczkach mogą wynikać z hybrydyzacji*”. W podsumowaniu (str. 79): „*Typ hybrydyzacji ma wpływ na kształt cząsteczki*”. Na tej podstawie można niepoprawnie sądzić, że skoro hybrydyzacja decyduje o geometrii cząsteczki to powinna być procesem fizycznym.

Podczas hybrydyzacji orbitali i w modelu LCAO MO wykonujemy operacje wyłącznie na orbitalach. Następnie obsadzamy orbitale molekularne elektronami zgodnie z zasadami stosowanymi w przypadku orbitali atomowych i nie ma potrzeby komplikowania opisu „*procesem fikcyjnego wzbudzania atomu*”. Ta ostatnia procedura prowadzi autorki podręcznika 5. do konkluzji, że w cząsteczce SF_6 „*hybrydyzacja powoduje, że w tworzenie wiązań włączają się też elektrony orbitali d*”, atomu siarki! Dla uniknięcia pewnych KA w

tym obszarze należałoby przestrzegać w jej opisie wskazania: **Hybrydyzacji poddaje się tylko funkcje falowe, a nie orbitale wraz z elektronami!**

Cenną informacją zawartą w podręczniku 1. jest wskazanie, że trwały moment magnetyczny atomów i cząsteczek związany jest z obecnością niesparowanych elektronów, natomiast przykład wyjaśnienia paramagnetyzmu cząsteczki O_2 (str. 87-88) jest dydaktyczną katastrofą. Autorki przyjęły hybrydyzację sp^2 atomów tlenu, nie wiadomo po co, bo cząsteczka jest dwuatomowa. Następnie stwierdziły obecność jednego orbitalu σ i aż dwóch orbitali wiążących π (tak jest na rysunku), gdzie te ostatnie obsadziły pojedynczymi elektronami. W przypadku hybrydyzacji sp^2 może powstać tylko jeden wiążący orbital π i uczeń powinien to sam stwierdzić, gdy policzy orbitale użyte do hybrydyzacji. Gdyby taki model opisu wiązań w O_2 stosować konsekwentnie, tj. poprawnie, to prowadziłby do diamagnetyzmu cząsteczki. Stosowny fragment należy z tego podręcznika bezwzględnie usunąć.

Pojęcie delokalizacji wiązań π w rozszerzonym programie nauczania jest konieczne, chociażby do wyjaśnienia aromatyczności węglowodorów. Najstosowniejszą metodą jej wprowadzenia w liceum wydaje się być teoria rezonansu, gdzie operuje się stosunkowo prostym modelem Lewisa. Opis za pomocą orbitali wielocentrowych mógłby być ewentualnie jej ilustratywnym rozszerzeniem. Autorki podręcznika 1. operują wyłącznie opisem za pomocą „obszarów orbitalnych” i zupełnie sobie z tym nie radzą. W cząsteczce ozonu przyjęły hybrydyzację sp^2 wszystkich trzech atomów tlenu, zamiast tylko atomu centralnego. W konsekwencji 4 elektrony zostały przypisane do jednego trójcentrowego orbitalu π , podczas gdy w cząsteczce O_3 są tylko **dwie** zdelokalizowane elektrony! W cząsteczce benzenu delokalizacja dotyczy 6 elektronów, ale opisują je trzy orbitale π , a **nie jeden**, jak twierdzą autorki.

Metoda VSEPR jako sposób określania geometrii cząsteczek w wydaniu podręcznika 1. jest zestawem hermetycznych, nie uzasadnianych żadnymi ogólnymi prawidłami reguł, do wyuczenia się na pamięć, lub stosowania z podręcznikiem w ręku. W dodatku taka wersja, jak zaprezentowano, nadaje się dla przypadków cząsteczek zawierających tylko wskazane tam atomy i grupy atomów, do tego z uwzględnieniem informacji podanych jedynie w przypisach. W podręczniku 4. nie występuje nazwa metody Gillespiego, ale wywód o przewidywaniu kształtu cząsteczek zajmuje autorom aż 9 i pół strony! Po przeczytaniu tego fragmentu uczeń nie dowie się ostatecznie, czy kształt cząsteczki to geometria par elektronowych wokół atomu centralnego, czy też geometria rozmieszczenia atomów. Wg tego podręcznika cząsteczka amoniaku „ma kształt tetraedyczny” (str. 205), a to jest błąd. W określaniu przestrzennego rozmieszczenia atomów właściwiej byłoby mówić o geometrii cząsteczki lub jej symetrii, a nie o kształcie, bo z kształtem wielokąta lub wielościanu kojarzą się uczniom płaskie powierzchnie.

Lektura rozdziału 3.9 podręcznika 1. o **wiązaniu metalicznym** prowadzi momentami do konsternacji. Najpierw dowiadujemy się, że ciągliwość jest konsekwencją właściwości wiązania metalicznego. Tu następuje krótki opis modelu tego wiązania (tekst nie bardzo zrozumiały), a zaraz potem informacja, że model ten nie wyjaśnia ciągliwości i prezentowany jest kolejny model. A oto fragmenty charakterystyki wiązania metalicznego z tego źródła:

„Atomy metali mogą tworzyć wiele wiązań – tyle, ile atomów z danym atomem sąsiaduje. ... W metalach każdy bardzo ruchliwy elektron „obsługuje” wiele wiązań. Jeżeli elektron „obsługuje” więcej wiązań, to oddziaływania między rdzeniami są słabsze, a sieć krystaliczna metalu podatniejsza na rozciąganie”. Mamy tutaj kilka KA. Sprostowania, które powinien podać nauczyciel, którego uczniowie korzystają z tego podręcznika sprowadzają się do wskazania, że:

1. Wiązanie metaliczne jest **jedno**, za to zdelokalizowane na cały kryształ, a uczestniczą w nim rdzenie atomowe i elektrony swobodne.

2. Energia takiego wiązania może być bardzo duża, co stwierdzimy, jeżeli przeanalizujemy wartości entalpii sublimacji metali, które są miarą energii wiązania metalicznego. Zatem plastyczność metali nie wynika z małej mocy wiązania metalicznego lecz tego, że deformacji kryształu nie towarzyszy zrywanie wiązania.

Ciągliwość metali można uzasadnić na podstawie pierwszego cytowanego modelu wiązania (byłby opisany w sposób zrozumiały), wskazując na olbrzymią różnicę rozmiarów i bezwładności elektronów i rdzeni atomowych. Istotą wiązania metalicznego jest jego całkowita delokalizacja na sieć krystaliczną. Jest to jedno kolektywne oddziaływanie, jak w przypadku wiązania jonowego. Wartość energii wiązania metalicznego (entalpia sublimacji) dla wolframu wynosi 850 kJ/mol i jest wyższa od energii sieci jonowej chlorku potasu (717 kJ/mol), czy podwójnego wiązania kowalencyjnego w cząsteczce tlenu (497 kJ/mol). Pozwala wartość tej wielkości przewidzieć wysoką temperaturę topnienia tego metalu.

W podręczniku 4. określenie „wiązanie metaliczne” nie występuje. W pozostałych podręcznikach są to krótkie wzmianki, opierające się na prostym modelu i nie budzące większych kontrowersji. Taka sytuacja może przyczyniać się do istotnej luki w wiedzy, a wyobrażenia uczniów związane z właściwościami fizykochemicznymi metali przybierać postać KA. W niepublikowanych badaniach autora tej pracy, w zadaniu otwartym, gdzie uczeń miał wpisać nazwy trzech rodzajów wiązań chemicznych, w kilkunastu badanych przypadkach wiązanie metaliczne nie pojawiło się ani razu! Obok wiązania jonowego i kowalencyjnego uczniowie wymieniali: wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, wiązanie koordynacyjne, a nawet wiązanie wodorowe. Dla wielu uczniów ten typ wiązania chemicznego wydaje się nie istnieć.

Oddziaływania międzycząsteczkowe

Ostatni paragraf rozdziału 3., podręcznika 1., poświęcony oddziaływaniom międzycząsteczkowym, zawiera wszystkie istotne dla licealisty informacje i są one przedstawione dość rzetelnie. Podział na wiązania wodorowe i oddziaływania van der Waalsa są zgodne z ich historycznym przedstawieniem. Jedyne dwie uwagi odnośnie merytorycznej zawartości tego tematu to:

- Ujęcie wiązań wodorowych wyłącznie jako oddziaływań dipoli elektrycznych nie pozwala zrozumieć ani wyjaśnić prezentowanych w książce układów przestrzennych cząsteczek w kryształach HCN, HF i H₂O, czyli kierunkowości wiązań wodorowych.

- Nie wszystkie rodzaje oddziaływań van der Waalsa zależą od temperatury, jak informuje podręcznik, a jedynie oddziaływanie trwałych dipoli. Wpływ ciśnienia na wielkość tych oddziaływań sprowadza się do zmiany odległości międzycząsteczkowych, a to ma istotne znaczenie jedynie w gazach.

W podręczniku 5. informacje o wiązaniach wodorowych są zdawkowe, a uzasadnienie mniejszej gęstości lodu niż ciekłej wody „większą długością wiązań wodorowych” jest błędne. Nieprawdą jest też informacja, że oddziaływania dyspersyjne (zwane tutaj van der Waalsa) występują tylko między cząsteczkami niepolarnymi. Dla cząsteczek niepolarnych jest to jedyny rodzaj oddziaływań. Z kolei podręcznik 4. powiela wciąż popularne, lecz nieprawdziwe przekonanie (KA), że siły dyspersyjne są zawsze dużo słabsze od oddziaływań dipol – dipol (Kuśmierczuk, 2006). Co do informacji o energii oddziaływań dipol - dipol zawartych w tym podręczniku, że „zależy ona od momentu dipolowego cząsteczek, ich wielkości i kształtu”, to jest ona prawdziwa tylko w odniesieniu do pierwszego czynnika. Wielkość cząsteczek i ich kształt mają wpływ na ich polaryzowalność i decydują o energii związanej z siłami Londona. Wymaga się od ucznia, aby na podstawie budowy cząsteczek porównał temperatury wrzenia i topnienia substancji lub wskazał tę substancję, która ma te wielkości najwyższe/najniższe. Jeżeli w którymś przypadku występują silne wiązania wodorowe, to sprawa jest zazwyczaj przesadzona. Gdy jedynym rodzajem oddziaływań są

siły Londona, to bez odpowiedniej wiedzy o tych siłach trudno jest dokonać uzasadnionego wyboru. Ponieważ ten rodzaj sił międzycząsteczkowych dotyczy wszystkich substancji, to podręcznik licealny powinien zawierać trochę informacji na ich temat. Wśród nich najważniejszą jest zależność tych sił od odległości między atomami. Liczba atomów w cząsteczce i polaryzowalności atomów oraz elektronów wiązań to kolejne czynniki wpływające na wartość sił oddziaływania cząsteczek. Geometria cząsteczek wpływa na ich wzajemną orientację, a przez to rzutuje na liczbę atomów w odpowiednio bliskim sąsiedztwie. W przypadku kryształów, gdzie reorientacja nie zachodzi, pozwala to porównywać wartości ich temperatur topnienia. Wskazywanie na masę cząsteczkową jako parametr wpływający na wielkość tych sił jest KA, ponieważ siły elektryczne nie zależą od masy. Masy cząsteczek są po prostu skorelowane z rozmiarami atomów i ich liczbą w cząsteczce.

3.5.1. Nauczanie o energetyce reakcji chemicznych w liceum – uwagi ogólne

Materiał nauczania w tym dziale powinien bazować na wnioskach wyprowadzanych z praw termodynamiki, bo większość wymagań dotyczy określania i obliczania wartości liczbowych efektów cieplnych reakcji na podstawie danych zaczerpniętych z tablic termochemicznych. Stąd dla termodynamicznego opisu energetyki reakcji w niniejszej pracy używa się określenia **termochemia**. Określenie **energetyka reakcji** rozumiane jest tutaj nieco szerzej, a mianowicie, gdy oprócz praw termodynamiki, dla ocen porównawczych efektów cieplnych reakcji wykorzystywana jest wiedza o energetyce takich procesów jak tworzenie i zrywanie wiązań chemicznych, przekształcanie atomów w jony proste, czy przemiany fazowe. W niektórych podręcznikach dział zawierający termochemię jest rozbudowany ponad treści programowe i zawiera informacje o entropii i entalpii swobodnej. Na szczęście nauczyciele zazwyczaj nie poruszają tych zagadnień na lekcjach, bo w niektórych przypadkach przekaz podręcznikowy w tym zakresie to zbiór KA autorów.

Podstawą termochemii jest jej I zasada termodynamiki. Prawo Hessa, które dotyczy ciepła reakcji, jest obecnie wnioskiem z I zasady. Sformułowanie tego prawa w postaci równoważnej stwierdzeniu, że entalpia reakcji jest funkcją stanu (podręczniki 3, 5. i 10.) nie jest właściwe, ponieważ nie zawsze zmiana entalpii ma związek z ciepłem, a samo zdanie jest tautologią. W podręczniku 4. prawo Hessa odniesione jest nie do efektu cieplnego, lecz energetycznego.

Poprawne wnioskowanie w termodynamice wymaga zdefiniowania założeń, a powszechnym mankamentem podręczników jest częściowy lub całkowity brak warunków dla których formułowane są twierdzenia. W większości analizowanych podręczników autorzy wprowadzają pojęcie *funkcja stanu* układu, ale nawet wówczas nie wykorzystują jej walorów w argumentacji, lecz powołują się na empiryczne prawa i reguły (Hessa, Lavoisier'a-Laplace'a). W podręcznikach 1. i 4. termin „funkcja stanu” nie pojawia się, natomiast entalpię definiuje się wprost jako ciepło reakcji. W przykładowych obliczeniach termochemicznych uczniowi przedstawiane są algorytmy, a nie sposoby samodzielnego rozwijania koncepcji termodynamicznych. Niektórzy z autorów sugerują niedwuznacznie, że reakcje egzoenergetyczne są samorzutne, a endoenergetyczne to reakcje wymuszone, przy czym nie wyjaśniają, co w istocie oznaczają te dwa określenia. W podręczniku 5. (str. 125) jako sposób „wymuszania” reakcji wymieniono zmianę temperatury. Podręcznik 1. opisuje rozkład termiczny chloranu(V) potasu (str. 153) jako przykład reakcji endotermicznej (w istocie jest ona silnie egzotermiczna) z komentarzem, który jest bardzo pospolitą KA, a mianowicie, że jeśli przebieg reakcji wymaga ogrzewania substratów, a przerwanie ogrzewania powoduje jej zatrzymanie, to reakcja taka jest endotermiczna. Tę błędną koncepcję spotkać można w licznych materiałach ćwiczeniowych dla polskich uczniów i w dodatku część z nich pochodzi z dużych wydawnictw edukacyjnych. Obserwacja kinetycznego aspektu reakcji nie upoważnia do wnioskowania o jej energetyce. Jak wspomniano wcześniej, w opisie wiązań chemicznych aspekt energetyczny jest marginalizowany lub wypaczany.

W niektórych podręcznikach termochemia potraktowana jest skrótowo, a w innych jest dość rozbudowana. W podręcznikach 1. i 10. zajmuje ona po 7 stron tekstu, łącznie z rozwiązanymi przykładami problemów i z ćwiczeniami. W pozostałych to 17 stron (5.), 28 (9.), 33 (4.) i 43 strony (3.). Istotne znaczenie może mieć kolejność przedstawienia zagadnień termochemii, kinetyki i statyki chemicznej. Ponieważ wielkości o wymiarze energii występują w części poświęconej kinetyce chemicznej na profilach energetycznych reakcji (np. energia aktywacji i efekt cieplny reakcji), oraz w statyce chemicznej (np. przy ustalaniu wpływu zmian temperatury na równowagę na podstawie znaku entalpii reakcji), zatem to termochemia powinna poprzedzać te dwa działy. Chronologia tych trzech działów programowych może mieć wpływ na tempo uczenia się, właściwą interpretację profili energetycznych reakcji, jak też na sposób percepcji pewnych pojęć. Trudno jednak byłoby

wiązać z nią jakieś KA, bo dla uniknięcia takiego zagrożenia istotniejszą staje się tu inwencja autorów podręczników i korzystających z nich nauczycieli.

3.5.2. Szczegółowa analiza sposobu nauczania energetyki chemicznej w podręcznikach dla liceów a KA uczniów.

Wymagania z termodynamiki chemicznej do egzaminu maturalnego nie obejmują II zasady termodynamiki i związanych z nią funkcji stanu takich jak entropia i entalpia swobodna. Określenia i zależności wynikające ze zmian tych funkcji występują co prawda w programach nauczania i podręcznikach, ale nie są to treści obligatoryjne i nauczyciele chemii zazwyczaj rezygnują z ich omawiania. Termodynamika chemiczna w praktyce dydaktycznej większości szkół zredukowana jest do określania efektów cieplnych reakcji, a więc do termochemii. W niniejszej pracy badania koncepcji alternatywnych ograniczono zatem do zagadnień termochemii.

W podręcznikach chemii i materiałach pomocniczych dla liceów nie występują zadania związane z obliczaniem pracy w reakcjach chemicznych. W zagadnieniach poświęconych elektrochemii uczniowie obliczają siły elektromotoryczne standardowych ogniw galwanicznych, ale nie wykorzystują tych wielkości ani do obliczania maksymalnej pracy użytecznej, ani wartości standardowych entalpii swobodnych, czy stałych równowag. Na podstawie wiedzy elementarnej z fizyki są jednak świadomi, że SEM (napięcie) umożliwia obliczenie pracy elektrycznej wykonanej przez źródło napięcia.

Jednym z rodzajów zadań maturalnych jest zapisanie sumarycznej reakcji będącej źródłem pracy elektrycznej opisanego ogniwa. Dlatego definiując warunki istotne dla obliczanych efektów cieplnych reakcji przedstawionych za pomocą równań, należałoby zaznaczyć, że podczas ich przebiegu praca elektryczna nie występuje, bo wówczas zmiana entalpii w warunkach izobaryczno – izotermicznych jest związana z przepływem ciepła. Dla reakcji w ogniwie galwanicznym efekt cieplny nie ma związku z jej entalpią, ale wynika ze zmiany entropii w ogniwie w warunkach odwracalnych. To, że ciepło i praca nie są funkcjami stanu, lecz funkcjami drogi, powinno być podstawowym zastrzeżeniem przy zapisywaniu pierwszej zasady termodynamiki. Mogą nimi być tylko w szczególnych okolicznościach i tylko w takim przypadku można określać ich wartości na podstawie zmian odpowiednich funkcji stanu.

Pierwsza zasada termodynamiki powinna być wprowadzeniem do termochemii, a nie jego podsumowaniem, jak ma to miejsce w podręczniku 1., gdzie to z prawa Hessa uczyniono zasadę przyrody. Podręcznik 4. (część 3) w ogóle nie odwołuje się do treści I zasady termodynamiki. Posługuje się od razu pojęciem entalpii jako ciepła reakcji.

Unikanie definicji *funkcji stanu*, sprowadzanie energii wewnętrznej wyłącznie do sumy energii drobin, zastępowanie wywodu termodynamicznego strywalizowaną interpretacją energetyczną przebiegu pokazowych doświadczeń, prowadzi do koncepcji alternatywnych u uczniów. Może to być także zwiastun KA autorów podręcznika.

Przykłady KA w podręczniku 1:

- „Jeżeli reakcja prowadzona jest pod stałym ciśnieniem, to zmianę energii wewnętrznej układu określa się jako **entalpię** reakcji.” (str. 151 i str. 153)
- „W reakcjach egzoenergetycznych: $U_{\text{sub.}} = U_{\text{prod.}} + E$ (energia oddana na sposób ciepła (Q) **lub** pracy (W)).” (str. 152)
- „W przyrodzie najczęściej spotykamy reakcje egzoenergetyczne, gdyż **są to** przemiany samorzutne.” (str. 152)
- „W układzie **zamkniętym**: $\Delta U = Q + W$. **Jest to zasada zachowania energii.**”

Analizując te zdania uczeń może wynieść błędne przekonanie, że:

- Energia wewnętrzna i entalpia to w warunkach izobarycznych zawsze te same wielkości.
- Niemożliwe jest przekazywanie energii równocześnie na sposób pracy i ciepła.
- Samorzutność reakcji (rozumiana tu intuicyjnie) dotyczy tylko procesów egzoenergetycznych, zaś procesy endoenergetyczne nie mogą być samorzutne oraz to, że

proces egzoenergetyczny jest samorzutny w każdych warunkach. Co do ostatniego stwierdzenia, to uczeń wie z lekcji fizyki, że wielkość fizyczna jest zachowana, jeżeli jej wartość nie zmienia się. Dla energii wewnętrznej zapis zasady zachowania energii ma postać $\Delta U = 0$, a układy, których ona dotyczy to układy **izolowane**, a nie zamknięte. Stała wartość energii wewnętrznej może być utrzymana także w układzie wymieniającym energię, co odpowiada warunkowi $Q = -W$ (ma to miejsce np. w przemianie izotermicznej gazu doskonałego).

Prawo Hessa dotyczy **ciepła** reakcji, a nie, jak informują niektóre z podręczników, całej wymienionej energii. Reakcje muszą zachodzić w takich warunkach, w których ciepło jest funkcją stanu, dlatego określenie tych warunków jest sprawą zasadniczą. Wiąże się to z wyborem odpowiedniego potencjału termodynamicznego, którego zmiana jest miarą ilości energii wymienionej na sposób ciepła. Nie zawsze jest to entalpia.

Ilość energii wymienionej na sposób ciepła podczas reakcji jest mierzona w kalorymetrze lub obliczana na podstawie wartości tablicowych zmian entalpii dla pewnych prostych reakcji. Źródłem pochodzenia wszystkich wielkości termochemicznych jest wynik pomiaru. Stwierdzenie, „że łatwiej jest obliczyć entalpię reakcji, ponieważ metoda jej pomiaru jest dość pracochłonna” (podręcznik 4., część 3.) brzmi dla ucznia enigmatycznie. Może mu sugerować, że albo można całkowicie uniknąć pomiarów kalorymetrycznych i wartości entalpii uzyskiwać wyłącznie na drodze obliczeniowej, albo, że wszystkie dane tablicowe dotyczące standardowych entalpii reakcji pochodzą wyłącznie z pomiarów. Jeżeli polecimy uczniowi zapisać równania termochemiczne, w których pewne związki powstają z pierwiastków, to na podstawie swojej wiedzy chemicznej być może dostrzeże on, że reakcji takich nie da się przeprowadzić w praktyce, a zatem podany dla nich efekt cieplny nie może być rezultatem bezpośredniego pomiaru. Tylko w jednym z analizowanych podręczników występuje opis doświadczenia z pomiarem efektu cieplnego!

Najprostszym przypadkiem stosowania prawa Hessa jest brak jakiegokolwiek pracy. Ciepło jest wówczas równe zmianie energii wewnętrznej podczas reakcji, co przedstawia równanie $Q = \Delta U$. Sprowadzanie tej zależności wyłącznie do procesu izochorycznego, jak jest to w podręczniku, nie jest wystarczające, jeżeli podczas reakcji występują inne rodzaje prac, niż praca zmiany objętości. To samo zastrzeżenie dotyczy ciepła reakcji w warunkach izobarycznych. Ciepło jest wówczas określane jako entalpia reakcji ΔH , co znowu jest prawdą wtedy, gdy praca objętościowa jest jedynym rodzajem wykonywanej pracy. Związek między zmianą entalpii i energii wewnętrznej układu ma postać: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$ wtedy, gdy dotyczy procesu izobarycznego, a więc zmiany obu funkcji stanu są identyczne, gdy proces jest izobaryczno – izochoryczny. Brak komentarzy lub ich zbytnia lakoniczność sprawiają, że uczniowie będą zawsze utożsamiać efekt cieplny z entalpią reakcji, lub jak autorzy podręcznika 1., energię wewnętrzną z entalpią, nie analizując warunków w jakich zachodzi proces.

Na pytanie, co to jest reakcja egzotermiczna, zazwyczaj uzyskamy od ucznia klasy o profilu chemicznym odpowiedź, że jest to reakcja o ujemnej wartości entalpii, a nie reakcja w której ciepło jest przekazywane do otoczenia. Informacja nauczyciela, że w pewnych warunkach, reakcja o ujemnej wartości entalpii jest endotermiczna, będzie dla niego herezją, a sytuacja taka może mieć miejsce w pracującym w stałej temperaturze ogniwie galwanicznym. W takim przypadku entalpia reakcji nie ma związku z wymienionym ciepłem.

Sformułowanie prawa Hessa w postaci „entalpia reakcji jest funkcją stanu” w podręczniku 5., lub równoważne temu zdania w podręcznikach 3. i 4. (część 3), jest nieporozumieniem. Jest to zwykła tautologia, bo entalpia jest funkcją stanu na mocy definicji. W podręczniku 10 definiując prawo Hessa zapisano, że „ciepło reakcji jest funkcją stanu”, ale zignorowano warunki, dla których jest to prawda. Taka forma twierdzenia jest KA. W przypadkach gdy ciepło jest równe ΔH , a jest to funkcja ekstensywna, to jego ilość jest

proporcjonalna do ilości reagujących substancji. Skoro jest ono funkcją stanu, to nie może zależeć od dynamiki procesu, tj. od szybkości reakcji. To jeszcze jeden pożytek z wprowadzenia pojęcia „funkcja stanu” w porządkowaniu wiedzy z termochemii.

Szybkość reakcji wpływa na temperaturę osiąganą przez reagujące substancje w sytuacji, gdy nie ma wymiany ciepła lub jest ona zbyt wolna. Niektórzy uczniowie intuicyjnie wiążą wielkość efektu cieplnego z temperaturą osiąganą przez reagenty w trakcie reakcji. W ich wyobrażeniu, im jest ona wyższa, tym efekt cieplny jest większy. Utożsamianie przez uczniów ciepła i temperatury, pojęć termodynamicznych zupełnie odrębnych jest, jak wykazują liczne badania z dziedziny dydaktyki termodynamiki, powszechne we wszystkich krajach. Jedno z wcześniejszych badań na ten temat to opracowanie Ericksona i Tiberghiena (1985). Goedhart i Kaper w przeglądzie tego samego tematu w roku 2002, cytują ponad 70 prac opisujących problem mieszania obu pojęć. Zapewne część winy za to ponoszą autorzy podręczników i nauczyciele chemii, opisując w równaniach chemicznych warunki przebiegu reakcji. Nad strzałką symbolizującą przemianę zapisywany jest symbol *temperatury*, któremu przypisywane są dwa różne znaczenia. Jedno z nich, to wymóg podwyższonej temperatury ze względu na kinetykę reakcji. Drugie, to konieczność ogrzewania, w celu dostarczenia ciepła w reakcji endotermicznej.

Utożsamianie aspektu kinetycznego reakcji w różnych temperaturach ze znakiem efektu cieplnego reakcji jest przykładem powszechnej koncepcji alternatywnej w obszarze termochemii, nie tylko wśród uczniów. Podręczniki 1. i 5. sugerują uczniom następujący sposób rozumowania: „*Jeżeli ogrzejemy substraty, a po przerwaniu ogrzewania reakcja nadal zachodzi, to jest ona egzotermiczna, oraz: Jeżeli po przerwaniu ogrzewania substratów reakcja ustaje, to jest ona endotermiczna*”. Ten drugi przypadek rozumowania jest ilustrowany w kilku podręcznikach pokazem reakcji termicznego rozkładu KClO_3 , NH_4NO_3 lub redukcji CuO węglem. W rzeczywistości wszystkie trzy wskazane reakcje są egzotermiczne. Charakteryzuje je dość wysoka energia aktywacji i dlatego aby przebiegały, konieczne jest utrzymywanie wysokiej temperatury. Przerwanie ogrzewania sprawia, że zawartość próbki szybko ostyga w powietrzu i szybkość reakcji spada do zera. Ta sama KA pojawia się w zadaniach ćwiczeniowych dla maturzystów, w tym wydawanych przez duże wydawnictwa edukacyjne.

Koncepcje alternatywne ucznia w obszarze termochemii mogą być elementem jego wiedzy uprzedniej. W kilku podręcznikach chemii dla gimnazjum w definicjach reakcji egzotermicznej i endoenergetycznej występuje wyraźna asymetria: „Reakcja egzotermiczna zachodzi z wydzielaniem energii” i „Do przebiegu reakcji endoenergetycznej **konieczne** jest dostarczanie energii”. Drugie z cytowanych zdań to oczywista KA.

Wymagane od ucznia sprawności z zakresu omawianych treści programowych to interpretowanie zapisów termochemicznych oraz umiejętność wykorzystywania własności funkcji stanu, podanych w treściach zadań jako entalpie reakcji, do obliczania efektów cieplnych innych reakcji. W praktyce egzaminacyjnej sprowadza się to niemal wyłącznie do zadań o charakterze obliczeniowym. Aby podręcznik był pomocny w tym zakresie, powinny znaleźć się w nim choćby bardzo skromne tabele termochemiczne. Liczbowe wartości energii wiązań byłyby uwiarygodnieniem nauczanych wcześniej reguł dotyczących ich trwałości. Mogą być one również ciekawym materiałem do porównań i uzasadnień, a przy tym dają uczniowi możliwość samodzielnego ustalania i wyszukiwania niezbędnych informacji. Takie skromne tabele znajdują się jedynie w podręcznikach „Chemia 3” wydawnictw Operon i WSiP. Do pozostałych podręczników stosowne dane muszą być pozyskane z innego źródła, np. ze zbioru zadań. Brakuje w tych fragmentach podręczników jakościowych rozważań o efektach cieplnych reakcji na podstawie dotychczasowej wiedzy ucznia o wiązaniach chemicznych, czy energetyce przemian fazowych. Wiedza o przemianach energetycznych nie jest integrowana. Problemy stawiane do rozwiązania są natury obliczeniowej, a obliczenia

sprowadzane są do algorytmu. W przypadku błędu w metodzie rozwiązania lub błędu rachunkowego uczeń pozostawia absurdalny wynik końcowy, podczas gdy wstępna analiza na podstawie rozważań jakościowych umożliwiłaby mu samodzielne stwierdzenie jego nieracjonalności i korektę rozwiązania.

Sformułowanie I zasady termodynamiki jako zasady zachowania energii wewnętrznej w układach izolowanych ($\Delta U=0$) może być dla ucznia utrudnieniem przy rozwiązywaniu zadań, w których musi stosować ją dla układów wymieniających energię ($\Delta U=Q+W$). Reakcję chemiczną, w której **ciepło** przekazywane jest do otoczenia, określa się jako *egzotermiczną*, a nie *egzoenergetyczną*, czy *egzoergiczną*. W rozwiązaniach zadania nr 7. z arkusza egzaminu maturalnego (V 2013), na podstawie klucza odpowiedzi każde z tych trzech określeń dla reakcji zachodzącej z przekazaniem ciepła do otoczenia było traktowane jako poprawne, chociaż każde oznacza co innego. Udział dwu ostatnich odpowiedzi był wśród rozwiązań tego zadania znaczący. Świadczy to o problemach uczniów z rozumieniem koncepcji termodynamicznych.

Termin *proces egzoergiczny*, tj. zachodzący z wykonaniem pracy przez układ, pojawia się tylko na lekcjach biologii, przy czym nauczyciele tego przedmiotu traktują go jako proces egzoenergetyczny. W nauczaniu przedmiotowym transgraniczność pewnych treści może być przyczyną KA z ich udziałem. Np. niektóre pojęcia stanowiące domenę chemii muszą być wprowadzone przez nauczycieli biologii wcześniej. Związane z procesami biochemicznymi aspekty energetyki reakcji opisywane są w podręcznikach biologii językiem uproszczonym, czasami wręcz metaforycznym. Prowadzi to do koncepcji alternatywnych w obszarze energetyki wiązań w chemii, co przedstawił Galley (2004). Pojawiają się tutaj takie określenia, jak „magazynowanie energii w postaci wiązań chemicznych i oddawanie tej energii podczas zrywania wiązań”, czy „procesy egzo- i endoergiczne” rozumiane jako wymiana energii, a nie wymiana energii wyłącznie na drodze pracy.

Przyczyną KA może być też kojarzenie terminu naukowego z potocznym rozumieniem tego samego wyrazu i przypisywanie mu cech wynikających z luźnych analogii. W badaniach przeprowadzonych przez Boo (1998) wyobrażenie uczniów, że utworzenie wiązania chemicznego wymaga nakładu energii, a podczas jego rozpadu energia jest oddawana, wynikało z przeniesienia na wiązanie chemiczne znaczenia słowa „wiązanie” z życia codziennego. Kiedy budujemy jakąś konstrukcję, wymaga to nakładu energii na połączenie jej elementów, a zatem łączenie atomów powinno zachodzić z podobnym efektem energetycznym. Innym kontekstem z języka potocznego, łączonym z energią wiązań, jest rozumienie słowa „więź” w życiu społecznym. Zadzierzgnięcie takich „wiązań” także kojarzy się z nakładami energii.

Przypadki szczególne, gdzie stosujemy zasady termodynamiki, wiążą się zawsze z ograniczającymi je warunkami i warunki te należy zdefiniować. Lepiej jest być mniej lakonicznym w sformułowaniach, niż utrzymywać w umyśle ucznia przypadki szczególne jako bezwzględne zasady przyrody, tj. utrzymywać KA. Efekty cieplne reakcji wyznacza się doświadczalnie. Obliczenia stosuje się tam, gdzie pomiar jest utrudniony lub wręcz niemożliwy, a ich wyniki są oszacowaniem rzeczywistego efektu cieplnego. Wynika to stąd, że tablicowe wartości entalpii odnoszą się do warunków standardowych, różnych od warunków prowadzenia reakcji lub tego, że stosujemy uśrednione wartości energii wiązań. To w podręcznikach należałoby podkreślić. Jedynym podręcznikiem, w którym można znaleźć opis prostego uczniowskiego eksperymentu termochemicznego (wyznaczanie ciepła rozpuszczania NaOH), jest „Chemia 3” WSiP. Opisy prostych doświadczeń z pomiarem efektu cieplnego reakcji zawarte są w każdym kursowym podręczniku brytyjskim dla szkół średnich z termodynamiki i kinetyki (dział *How Far, How Fast*). W innych polskich podręcznikach doświadczenia sprowadzone są do pokazów wybranych reakcji, bez jakiegokolwiek pomiaru, czy choćby oszacowania efektu cieplnego. Pomiar zastąpiono

obserwacją czegoś, co z efektem cieplnym reakcji ma niewiele wspólnego, a mianowicie szybkości reakcji przy zmieniającej się temperaturze.

- Miejsce termochemii w analizowanych podręcznikach

Kolejność pojawiania się zagadnień termochemii, kinetyki i statyki chemicznej w licealnym kursie chemii jest istotna dla klarowności i kompletności wykładu i z pewnością ma znaczenie dla właściwego rozumienia odpowiednich koncepcji. W układzie treści programowych termochemia powinna poprzedzać kinetykę i statykę chemiczną, ponieważ w obu tych działach korzysta się z pojęć termodynamicznych, nie musi zaś wystąpić relacja odwrotna.

W analizowanych podręcznikach miejsce termochemii w chronologii bywa różne. Tylko w podręcznikach 3. i 5. jest ona na początku. W podręczniku 10. jest na samym końcu. To ostatnie rozwiązanie przy wcześniejszym omawianiu równowag wymusza definiowanie niektórych pojęć termochemii. Jednym z wymagań z kinetyki reakcji chemicznych jest analiza profilów energetycznych reakcji i wskazanie (odczytanie) energii aktywacji, oraz entalpii reakcji. Najwcześniej wprowadzanym działem programowym w analizowanych podręcznikach (oprócz 3. i 5.) jest kinetyka. Tutaj pojawiają się problemy z terminologią termochemiczną, którą trzeba w jakiś sposób uczniowi wyjaśnić.

W podręczniku 1. „*Efekty energetyczne przemian chemicznych*” to dział 6., który następuje tuż po dziale 5. „*Szybkość reakcji chemicznej*”. Zakres treści z termochemii jest ograniczony do opisu takich pojęć jak: *energia wewnętrzna, entalpia, reakcje egzoenergetyczne i endoenergetyczne, równanie termochemiczne*. Nie pojawia się w tym rozdziale, ani w części 2. podręcznika, definicja entalpii i jej odniesienie do energii wewnętrznej. Na podstawie tego podręcznika uczeń nie potrafi dokonać odróżnienia obu funkcji, a obliczenia wartości jednej z nich, na podstawie wartości drugiej, dokona zapewne błędnie. Po lekturze działu 6. nie może on „stosować prawa Hessa do obliczeń termochemicznych” (wymaganie egzaminacyjne), ponieważ nie jest ono tu zdefiniowane i nie ma tu żadnych przykładów obliczeń termochemicznych. Pojawiają się te treści dopiero w rozdziale 11.2, części 2. Dział 11. zatytułowany jest: *Entalpia swobodna jako wyznacznik samorzutności procesów*. Tutaj (str. 61) zdefiniowane jest pojęcie **funkcja stanu**, ale niestety niepoprawnie. To, że błędna definicja nie jest błędem redakcyjnym potwierdza wewnętrznie sprzeczne zdanie na stronie następnej.

Wymagania z termodynamiki chemicznej do egzaminu maturalnego nie zawierają II zasady termodynamiki i związanych z nią funkcji stanu takich jak entropia i entalpia swobodna. Odnosnie tego drugiego potencjału termodynamicznego autorzy podręczników generalizują, twierdząc, że warunkiem samorzutności reakcji jest ujemna wartość ΔG . Brakuje wyjaśnienia co w istocie oznacza *samorzutność* procesu, więc musi tu wystarczyć uczniowi jej intuicyjne wyobrażenie. Jedną z możliwych konsekwencji snucia domysłów jest wyobrażenie, że reakcje dla których wartość ΔG jest dodatnia w ogóle nie mogą zachodzić (oczywista KA). Podane wyżej twierdzenie o warunku samorzutności jest prawdziwe, ale tylko dla reakcji przebiegających w warunkach izobaryczno – izotermicznych.

Egzekwowanie wiedzy z tego zakresu w niniejszych badaniach dałoby rezultaty oczywiste. Ponieważ nie są to treści obligatoryjne, to nauczyciele chemii zazwyczaj rezygnują z ich realizacji, zatem uczniowie nie posiadają też stosownej wiedzy. Termodynamika chemiczna w praktyce dydaktycznej większości szkół zredukowana jest do określania efektów cieplnych reakcji, a więc do termochemii. Do tych zagadnień ograniczono zatem zakres badań.

3.6.1. Równowagi chemiczne i kinetyka reakcji chemicznych – uwagi ogólne

W podręcznikach 1., 5. i 10. zagadnienia z zakresu kinetyki i statyki reakcji chemicznych umieszczono w dwóch odrębnych działach tematycznych, przy czym w podręczniku 5. część poświęcona równowagom nosi tytuł „Reakcje w roztworach wodnych”. W pozostałych podręcznikach jest to wspólny dział, a we wszystkich kinetyka poprzedza równowagi. Kinetyka reakcji w niniejszych badaniach pojawia się tylko w związku z wpływem koncepcji z tej dziedziny na sposób interpretacji energetyki reakcji i równowagi chemicznej. W podręcznikach 1. i 5. prawo działania mas dla ogólnego przypadku wyprowadzane jest z równań kinetycznych dla przeciwstawnych reakcji, które traktowane są tak jakby wszystkie z definicji były reakcjami elementarnymi. Tylko dla takiego przypadku stałą równowagi można wyrazić jako stosunek stałych szybkości. Nie jest ten sposób argumentacji spójny z wcześniej nabytą wiedzą ucznia o empirycznej genezie równań kinetycznych, a przy tym może być przyczyną KA polegającej na kojarzeniu małej wartości stałej równowagi z małą wartością stałej szybkości. Uzasadnienia na podstawie kinetyki reakcji zależności dotyczących równowag są mocno ograniczone, więc autorskie próby rozszerzania takiego sposobu nauczania muszą prowadzić do sprzeczności. Argumentacja oparta o kinetykę reakcji przy uzasadnianiu reguły przekory i zależności stałej równowagi od temperatury w podręczniku 1. jest niepoprawna. Sugeruje niedwuznacznie, że po zmianie temperatury zmienia się szybkość tylko jednej składowej reakcji lub że tej odwrotnej wręcz maleje. Jest to pospolita uczniowska KA przedstawiana w literaturze. Uzasadnienie braku wpływu katalizatora na równowagę i wartość stałej równowagi tym, że nie występuje on w równaniu stechiometrycznym, jest przykładem innego chybionego uzasadnienia. Skoro katalizator ma istotny wpływ na szybkość reakcji, a podręcznik w definicji równowagi posługuje się balansem szybkości przeciwstawnych reakcji, to należy ten fakt uzasadnić inaczej, a mianowicie tym, że katalizator w jednakowym stopniu zwiększa szybkość obu tych reakcji.

Wymóg izolacji układu w stanie równowagi nie jest w podręcznikach wyraźnie akcentowany, a w niektórych nie ma o tym żadnej wzmianki. Uczeń nie będzie w stanie odróżnić równowagi od stanu stacjonarnego, w którym parametry także mają ustalone wartości. Wzmianki o istnieniu stanu stacjonarnego nie ma w żadnym z tych podręczników. Brakuje też wskazania, że to prawo działania mas jest nadrzędne i ono generuje regułę przekory. Ta ostatnia przedstawiana jest jako odrębne ogólniejsze prawo, co przy ogólnikowości jej sformułowania musi w niektórych sytuacjach prowadzić do błędnych wniosków. Znaczenie tej partii materiału dla rozumienia chemii przemian jest ogromne, natomiast przykładów wykorzystania wiedzy o uwarunkowaniach kinetycznych i równowagach reakcji do wyjaśniania optymalnych warunków ich prowadzenia, np. w kursie chemii organicznej tych samych autorów, jest bardzo niewiele lub nie ma ich wcale.

Problemy z poprawnym rozumieniem tekstu mogą wynikać z językowej niejednoznaczności lub niedbałości. Pojęcia podstawowe takie jak *odwracalność reakcji*, *równowaga* i *stan równowagi* powinny być zdefiniowane nie tylko poprawnie, ale w sposób jak najbardziej klarowny, np. polecenie „zapisz wyrażenie na stałą równowagi”, na poziomie operacyjnym zrozumiałe, zawiera ukryty fałszywy przekaz: stała równowagi jest funkcją stężeń! *Wydajność reakcji* - pojęcie, które uczeń poznaje wcześniej, przy zagadnieniach stechiometrii chemicznej, podczas analizy stanów równowagi reakcji rozumiana jest w wąskim zakresie jako tzw. *wydajność równowagowa*. W tekstach wszystkich (!) polskich zadań ćwiczeniowych i egzaminacyjnych dotyczących przesuwania równowag jest tylko *wydajność*. W technologicznym znaczeniu tego terminu, zmiana szybkości reakcji też powoduje zmianę jej wydajności. Zagadnieniom kinetyki i równowag autorzy poświęcają

łącznie od 25 do 81 stron tekstu. Poza podsumowaniem, pytaniami i ćwiczeniami na końcu działu jest bardzo mało odniesień dla tej wiedzy w pozostałych partiach podręczników.

3.6.2. Równowagi chemiczne i elementy kinetyki chemicznej. Ujęcie dydaktyczne w podręcznikach a koncepcje alternatywne uczniów.

Zagadnienia związane z równowagami chemicznymi w opinii wielu dydaktyków chemii należą do koncepcyjnie najtrudniejszych i od lat sprawiają problemy zarówno uczniom, jak i nauczycielom. J.H. Hildebrand (1946) stwierdził: „Po ponad 30 latach prób udzielania jasnych wyjaśnień na pytania studentów, zacząłem im współczuć, zdając sobie sprawę, że temat ten jest wewnętrznie skomplikowany i trudny”.

Liczba koncepcji alternatywnych u obu stron procesu dydaktycznego jest tutaj wyjątkowo duża. Podkreślając dynamiczny charakter stanu równowagi odwołujemy się do wyobrażeń o kinetyce procesów, natomiast w opisie ilościowym stanu równowagi stosujemy narzędzia z obszaru termodynamiki. Na poziomie makroskopowym nie obserwujemy w układzie żadnych zmian parametrów, więc znany uczniowi opis szybkości reakcji za pomocą równań kinetycznych jest niemożliwy do zastosowania. Odwołanie do submikroskopowego obrazu kinetyki reakcji w stanie równowagi wymaga od ucznia pewnej wyobraźni, ale dla ogólnego przypadku nie pozwala na zapisanie zależności dla stężeń reagentów. Wyjaśnienie na gruncie kinetyki reakcji kierunku przemieszczenia stanu równowagi podczas zaburzania wartości parametrów stanu jest albo niemożliwe, albo wymaga dodatkowej wiedzy z tej dziedziny.

Mieszane są tutaj różne języki opisu, kinetyczny i termodynamiczny. W czasach biblijnych była to przyczyna pewnej katastrofy budowlanej, zaś w tym przypadku jest to zwiastun problemów. Do tego dochodzi jeszcze wielowymiarowość opisu jednego zjawiska, co sprawia, że tematyka ta jest obszarem szczególnych trudności i licznych koncepcji alternatywnych. Inne przyczyny KA, szczególnie istotne w tym obszarze wiedzy, są natury językowej. Niektóre z używanych tu terminów mają skojarzenia z ich potocznym rozumieniem, odmiennym od naukowego. Sens słowa „równowaga” jest dla ucznia inny w biologii i naukach społecznych niż w termodynamice.

Analizując podręczniki chemii w działach dotyczących równowag skonfrontowano te treści z opisem kinetyki reakcji, która w podręcznikach poprzedza statykę chemiczną. Obrazowe analogie stanu równowagi, stosowane chętnie, bo przybliżają jego abstrakcyjną naturę odwołując się do zjawisk obserwowalnych, modelują zazwyczaj tylko któryś z jej aspektów. Najczęściej jest to dynamiczny charakter równowag chemicznych. Przegląd i analizę stosowanych w nauczaniu o równowagach analogii, wraz z obszernym wykazem literatury można znaleźć u Raviolo i Garritza (2009).

Równowaga chemiczna jest zagadnieniem, które w licealnej dydaktyce występuje zazwyczaj w układzie spiralnym. Najpierw przedstawiane są ogólne informacje o reakcjach odwracalnych, prawo działania mas i reguła przekory, a później omawiane są szczególne przypadki równowag, tj. równowagi kwasowo-zasadowe w roztworach wodnych, równowagi rozpuszczania związków jonowych i równowagi redoks w ogniach galwanicznych. Kolejność bywa też odwrotna. Pierwszym wprowadzanym zagadnieniem jest wówczas przypadek równowagi dysocjacji kwasów i zasad, gdzie do ustalenia zależności stężeń równowagowych wystarczy prosty model oparty o równania kinetyczne zapisane dla dwóch reakcji elementarnych. Później wiedza jest poszerzana o ogólny przypadek prawa działania mas, a wynikające z niego zależności stosuje się dla innych przypadków równowag. Ten moment jest ryzykowny, bo występuje tu niezgodność opisu kinetycznego i termodynamicznego. Równania kinetyczne nie są związane z równaniami stechiometrycznymi reakcji, chyba, że są to reakcje elementarne, jak zakłada się milcząco w podręcznikach dla procesów dysocjacji i rekombinacji jonów. Uogólnienie tego modelu na inne reakcje chemiczne jest bezzasadne. W nauczaniu kinetyki konieczne jest nie tylko wyraźne stwierdzenie, że równanie kinetyczne nie wynika z równania stechiometrycznego

reakcji, ale też podanie uzasadnienia tego faktu poprzez zapoznanie uczniów z przykładem mechanizmu reakcji złożonej. Z kolei zapis prawa działania mas wynika jednoznacznie z zapisu równania równowagi. Na poziomie licealnej chemii nie możliwości uzasadnienia prawa działania mas, więc należy go przedstawić jako prawo uzyskane na drodze empirii, zgodnie z jego genezą.

Pierwszym z wymagań maturalnych dotyczących równowag jest jak „odróżniać **reakcje odwracalne i nieodwracalne**”. Według podręcznika 1. reakcje odwracalne to „*Takie reakcje, w których produkty reakcji prostej są substratami reakcji odwrotnej*”. Definicję poprzedza zapis dwóch oddzielnych równań reakcji: syntezy jodowodoru (*reakcja prosta*) i jego rozkładu na pierwiastki (*reakcja odwrotna*), z komentarzem, że reakcje takie „*zwykle zapisuje się łącznie*”. Takie określenie reakcji odwracalnej, odniesione do dwóch odrębnych reakcji, gdzie w zapisie ich równań zamieniono miejscami substraty i produkty, to dość szczególny sposób rozumienia tego pojęcia, daleki od idei termodynamicznej. Po prostu KA. Język tego opisu wprowadza dwuznaczność, częstą przyczynę nieporozumień. W języku kinetyki „reakcja prosta”, inaczej elementarna, to reakcja zachodząca w jednym akcie molekularnym, podczas gdy tutaj chodzi tylko o kierunek przebiegu procesu – w prawo. Zestawienie określeń odwrotna, czyli w lewo, nie jest już znaczeniowo kolizyjne. Problem z tymi określeniami dla składowych procesów równowag chemicznych nie występuje w języku angielskim. Są tam używane terminy *forward* i *backward*.

W podręczniku 10. reakcje odwracalne „*są to reakcje, które mogą zachodzić w obu kierunkach*”. Po czym następuje komentarz: „*Odwracalność procesów fizycznych jest dla Was oczywista.*” **Oczywistość** jednego z trudniejszych do wyjaśnienia pojęć jest tu symptomatyczna, bo zwiastuje fatalny finał. Dalej autorzy podają przykłady dwóch jednokierunkowych procesów: - parowania wody, „**ale jeżeli warunki zostaną zmienione**” - skraplania pary. Jest to przykład oczywistej KA, analogicznej jak w podręczniku 1. W reakcji odwracalnej oba przeciwne procesy muszą zachodzić w tych samych warunkach i w tym samym układzie, aby cały proces można było traktować jako odwracalny. Określenia *substraty* i *produkty* stają się tutaj umowne. Reakcja odwracalna biegnąca w układzie izolowanym prowadzi do stanu równowagi. **Proces odwracalny** w sensie termodynamicznym to **proces równowagowy** na całej drodze. Naruszenie równowagi (przebieg reakcji w lewo, lub w prawo) powoduje wówczas bardzo małą zmianę któregoś z parametrów równowagi.

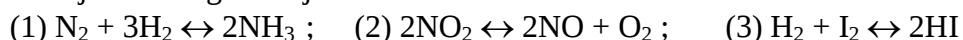
Przykładem chemicznej równowagi jest w podręczniku 10. reakcja żelaza z parą wodną. Tutaj również mamy oddzielne zapisy równań dwóch przeciwnych reakcji, każdy ze strzałką skierowaną w jedną stronę. Tylko w jednym przypadku nad strzałką zaznaczono wartość temperatury. To sugeruje niedwuznacznie, że obie reakcje są nieodwracalne i biegą w dwóch różnych układach. Prowadząca do łącznego zapisu obu procesów narracja może sugerować, że odwracalność polega na oscylacyjnym przebiegu obu reakcji. Dowody na to, że uczniowie traktują reakcje odwracalną jako dwie oddzielne i niezależne reakcje pojawiły się już kilkadziesiąt lat temu (Johnstone i współautorzy, 1977a/b). Badania przeprowadzone w Kanadzie przez Wheelera i Kassa (1998), w Holandii wśród uczniów szkół średnich (Van Driel i współautorzy, 1998) oraz wśród studentów amerykańskich (Bergquist i Hekkinen, 1990) pokazały, że część z nich jest przekonana o oscylacyjnym charakterze równowagi. W ich rozumieniu reakcja odwrotna rozpoczyna się w momencie, gdy całość substratów przereaguje.

Z powyższych względów należy równania reakcji odwracalnych przedstawiać zawsze jako jeden zapis, z dwiema przeciwnie skierowanymi strzałkami. W przeciwnym razie uczeń może sądzić, że reakcje spalania wodoru i rozkładu wody prądem stałym składają się na reakcję odwracalną. Pojawiają się nawet propozycje, aby zamiast dwóch przeciwnie skierowanych strzałek, sugerujących dwie reakcje, stosować jedną z podwójnym grotem (Johnstone i współautorzy, 1997b). Symbol taki stosowany jest dla rozdzielenia wzorów

rezonansowych cząsteczek, więc chyba będzie lepiej, jeżeli znaczenie symboliki nie będzie dublowane. Zamiast przekazu jak z podręczników 1. i 10., uczeń powinien dowiedzieć się, że:

- W reakcji odwracalnej substraty i produkty stanowią jeden układ.
- Reakcje „prosta” i odwrotna są wzajemnie uwarunkowane, a pojęcia substrat i produkt są dla takiej reakcji czysto umowne.

Autorzy podręczników 1., 5. i 10. widzą w zapisie reakcji odwracalnej ewidentnie dwie niezależne reakcje. Rozpatrując reakcje odwracalne w układach gazowych mówią o różnych „objętościach” substratów i produktów, podczas gdy objętość jest jedna, wspólna dla wszystkich gazowych reagentów. W podręczniku 1., gdy analizowany jest wpływ **wzrostu ciśnienia** na równowagę w układach gazowych, takie rozdzielne traktowanie obu stron jednego procesu jest przyczyną żenujących stwierdzeń. Rozpatrywane są tu trzy przypadki reakcji w fazie gazowej:



Oprócz postulowanej zmiany ciśnienia autorki zmieniają też równocześnie, i to w sposób niezależny, objętości gazów z lewej i z prawej strony równania reakcji, a nie ilości moli. Argumentacja oparta jest o **kinetykę reakcji** (zapewne w stałej temperaturze). I tak w przypadku reakcji (1) „objętość maleje” (tak jak zawsze być powinno, gdy zwiększymy ciśnienie w stałej temperaturze), w reakcji (2) „**objętość rośnie**” (wbrew zmianie ciśnienia), zaś w (3) „**nie zmienia się**” (pomimo wzrostu ciśnienia). W zależności od tezy do udowodnienia, zwiększenie ciśnienia powoduje kolejno wzrost szybkości tylko reakcji w prawo (1), tylko reakcji w lewo (2), a jedynie w przypadku (3) obydwu w jednakowym stopniu. Brakuje uzasadnień dlaczego tak miałyby być, bo w istocie szybkości obu przeciwnych reakcji wzrastają. Po ustaleniu takimi metodami kierunku przesunięcia równowagi reakcji $2\text{NO}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ mamy następny szokujący wniosek, że „**dla zwiększenia szybkości reakcji prostej korzystne jest zmniejszenie ciśnienia**” (str. 162).

Są to przykłady nagromadzenia w niewielkim fragmencie tekstu typowych dla uczniów i cytowanych w literaturze KA uczniów związków z uzasadnianiem przesunąć równowag. W języku termodynamiki odwracalny znaczy tyle co równowagowy, zaś nieodwracalny proces określa się jako **samorzutny**. Ten ostatni termin powinien być objaśniony, bo jego intuicyjne rozumienie prowadzi do KA, gdy chodzi o interpretację procesu niesamorzutnego (wymuszonego). Niektórzy z autorów podręczników twierdzą, że jeśli reakcja zachodzi dopiero po podwyższeniu temperatury, to jest to reakcja niesamorzutna. Termodynamiczna interpretacja odwracalności i samorzutności procesów należy do treści spoza wymagań egzaminacyjnych, ale występuje w niektórych podręcznikach. Nauczyciele na lekcjach chemii pomijają te zagadnienia, więc nie badano obrazu takiej wiedzy u uczniów. Z przeglądu treści licealnych podręczników wynika, że jest to ze wszech miar słuszne podejście. Liczba KA jest tutaj znaczna. Oto jeden charakterystyczny przykład zaczerpnięty z podręcznika wydawnictwa Operon, *Chemia 3 - zakres rozszerzony*: „*Przebiegać mogą tylko takie procesy, dla których entalpia swobodna przyjmuje wartości ujemne. Reakcje takie określa się jako **samorzutne**.*” Autorzy nie precyzują tu żadnych warunków ograniczających. Z takiego sformułowania uczeń może wywnioskować, że reakcje z dodatnią entalpią swobodną są w ogóle niemożliwe, a to jest już poważna KA. Twierdzenie pozbawione jest jakichkolwiek zastrzeżeń i brzmi jak prawda objawiona, podczas gdy ujemna wartość entalpii swobodnej procesu może być kryterium samorzutności jedynie w warunkach izobaryczno – izotermicznych i gdy nie jest wykonywana praca inna niż związana ze zmianą objętości. Dotyczy to zatem sytuacji szczególnych. W dziale poświęconym elektrochemii uczeń zapisuje sumaryczne procesy elektrolizy, które zachodzą z $\Delta G > 0$. Taki styl przekazu z termodynamiki jest typowy dla większości analizowanych podręczników. Gdyby licealista korzystał z tego typu formułek, a nauczanie w szkole trudnych zagadnień często do tego się sprowadza, to ilość koncepcji alternatywnych wpojonych przez taką edukację byłaby spora.

Fatalne skutki takiego sposobu nauczania pokazują badania KA związanych ze stosowaniem II zasady termodynamiki, tj. z interpretacjami entropii i entalpii swobodnej przez studentów i nauczycieli, które przeprowadzono w innych krajach.

Stan równowagi, do którego zmierza reakcja odwracalna, w podręcznikach określany jest poprzez nieobserwowalną, bo rozumianą na poziomie submikroskopowym, równość szybkości dwóch przeciwnych procesów. Oznacza więc to samo co **równowaga**, ale niekoniecznie jest tym samym. Równowaga to swego rodzaju balans, zaś stan równowagi określają wartości parametrów układu dla tego balansu. Stan równowagi może ustalić się w układzie zamkniętym, co podkreśla większość podręczników, a gdy już ma on miejsce, to aby go zachować, układ musi być też **izolowany**.

Równowaga prowadzi do ustalenia się parametrów makroskopowych, ale ten sam rezultat dotyczy także **stanu stacjonarnego** (ustalonego), który może mieć miejsce w układach otwartych bądź zamkniętych, ale nieizolowanych. Taki sens ma „równowaga” w wielu stosowanych przez autorów analogiach z obszaru zjawisk przyrodniczych i społecznych. Odróżnianie pojęć „**równowaga**” i „**stan równowagi**” oraz **stan równowagi** i **stan stacjonarny** jest ważne, bo może być dla uczniów przyczyną pojęciowego zamętu, a w wyniku tego błędnych ustaleń i KA.

Przykład 1:

„Katalizator nie wpływa na stan równowagi”

Przykład 2:

„Emisja pewnych substancji katalizujących rozkład ozonu w stratosferze narusza jego równowagę z O_2 ”.

Oba stwierdzenia są prawdziwe, ale pozornie wykluczają się wzajemnie. Czy mamy tutaj sprzeczność? Bynajmniej. Atmosfera nie jest układem izolowanym i równowaga ozonu z O_2 jest stanem stacjonarnym, a nie stanem równowagi. Katalizator zaburza taką „równowagę” i ustala się nowy stan stacjonarny. Wiele z KA dotyczących równowag ma swą przyczynę w stosowaniu niewłaściwej terminologii, a ogólniej ich pochodzenie jest natury językowej.

Stan równowagi w układzie izolowanym, gdzie nie ma przepływu energii, nie jest przez katalizatory naruszany, zaś stan stacjonarny może być zmieniony (*vide* atmosfera). Stan równowagi opisujemy podając wartości liczbowe niezbędnej liczby parametrów tego układu. Parametry te można zmienić tak, aby sama równowaga została zachowana. Ten nowy stan równowagi opisywany jest przez inny zestaw parametrów. Na przykład zwiększenie objętości układu gazowego w stałej temperaturze, w którym zachodzi reakcja (3), nie narusza równowagi tej reakcji, ale prowadzi do innego stanu równowagi, o innych mniejszych stężeniach równowagowych.

Prawo działania mas i stała równowagi to kolejne zagadnienia z wymagań egzaminacyjnych. W podręcznikach 1., 3. i 5. prawo działania mas jest wyprowadzone z kinetyki odwracalnej reakcji syntezy jodowodoru, elementarnej z założenia. Z warunku równości szybkości reakcji prostej i odwrotnej wyprowadzane jest prawo działania mas, a stała równowagi jest tu przedstawiona jako iloraz stałych szybkości reakcji prostej i odwrotnej. Przeniesienie takiego sposobu wyprowadzenia prawa działania mas na przypadek złożonych reakcji odwracalnych jest tu obciążone ryzykiem przeniesienia KA w sferę wiedzy o kinetyce reakcji. Uczniowie mogą ulec pokusie zapisywania równań kinetycznych w oparciu o równanie stechiometryczne lub w inny sposób mylić koncepcje kinetyczne. Hackling i Garnett (1985) stwierdzili, że ok. 25 % badanych australijskich 17-latków uważa, że po zmieszaniu substratów szybkość reakcji w prawo wzrasta, aż do momentu osiągnięcia stanu równowagi.

Szybkość reakcji w języku kinetyki odnosi się do poziomu makroskopowego opisu. Mierzona jest zmianą stężenia wybranego reagenta w czasie i w stanie równowagi wynosi ona zero! Opisując warunek równowagi dynamicznej odwołujemy się do innego rozumienia szybkości

przeciwstawnych reakcji. Jest to opis na poziomie submikroskopowym i szybkość ta nie jest wówczas mierzalna. W niektórych podręcznikach jest ona określana jako „pozorna”. Rozważania o kinetyce w stanie równowagi powinny być ostrożne, aby nie popełniać błędów, które mogą zburzyć dotychczasową wiedzę ucznia. Wskazana jest tutaj pewna rekapitulacja o charakterze przestrogi, a mianowicie:

- Równania kinetyczne reakcji ustalane są na drodze doświadczalnej w czasie, gdy układ jest daleki od stanu równowagi.
- Równania kinetyczne mają charakter przybliżeń, a w stanie równowagi tracą one sens.
- Rzędy kinetyczne reakcji względem niektórych substratów mogą wynosić zero, tj. stężenie takiej substancji nie występuje w równaniu kinetycznym.

W ostatnim przypadku należałoby podać uzasadnienie, gdyż informacja taka może być dla ucznia trudna do zaakceptowania, ponieważ jest sprzeczna z jego już ustalonymi wyobrażeniami o świecie submikroskopowym. Gdyby prawo działania mas wynikało z równań kinetycznych, to opisujące je równanie nie zawierałoby stężenia tego reagenta, nawet gdyby było ono zmienne. Fakt, że rząd reakcji względem któregoś z substratów może być zerowy nie jest znany ogromnej większości uczniów. Pokazał to wynik jednego z zadań z egzaminu maturalnego (V 2012, arkusz z poziomu rozszerzonego).

Uczeń nie jest najczęściej świadomy, że szybkość reakcji zdefiniowana jako $v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$ zależy często od wyboru reagenta, dla którego mierzymy zmianę stężenia. Reakcja: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ jest układem modelowym spotykanym w kilku podręcznikach, bo zakłada się, że reakcje w obie strony są elementarne. Dla tego przypadku równowagi w tym samym momencie szybkość reakcji prostej, np. względem wodoru, jest dwukrotnie mniejsza niż szybkość rozpadu jodowodoru (reakcja odwrotna). Autorzy podręczników traktują obie reakcje składowe w tej równowadze tak, jak gdyby stałe szybkości w obie strony dotyczyły szybkości zaniku i tworzenia któregoś z substratów, podczas gdy k_2 to stała szybkości zaniku jodowodoru. Gdyby zadanie miało charakter obliczeniowy, to numeryczna wartość stałej równowagi zapisanej jako $K = k_1/k_2$ różniłaby się dwukrotnie od jej wartości rzeczywistej. Można co prawda wprowadzić w nauczaniu kinetyki chemicznej tzw. zredukowane równania kinetyczne i uniknąć tego problemu, ale inne problemy związane ze stosowaniem kinetyki w opisie równowag pozostaną.

Ten sposób wyprowadzenia stałej równowagi może być okazją do uzasadnienia pewnych jej właściwości. W podręczniku 1., z przedstawienia $K = k_1/k_2$ autorka uzasadnia wniosek, że „stała równowagi nie zależy od stężenia i ciśnienia reagentów”, bo stałe szybkości nie zależą od tych wielkości. Dalszy wywód, że skoro stałe szybkości zależą od temperatury, to K powinno również zależeć, nie ma rangi dowodu, bo w części podręcznika poświęconej kinetyce reakcji nie jest uczniom przedstawiona postać funkcyjna takiej zależności, np. w postaci wzoru Arrheniusa. Jeżeli uczeń przyjmie ten styl rozumowania, to może błędnie dedukować, że katalizatory wpływają na wartość stałej równowagi, bo zmieniają wartość stałych szybkości reakcji. Nie ma w nauczaniu o kinetyce w tym podręczniku ani informacji o odwracalności reakcji elementarnych, ani o tym, że katalizator w jednakowym stopniu zwiększa stałe szybkości reakcji w obu kierunkach. Uzasadniając kierunek zmian K ze zmianą temperatury, autorki tego podręcznika sugerują niedwuznacznie, że dla reakcji „egzoenergetycznej” stała szybkości **maleje** ze wzrostem temperatury. Jest to KA typowa także dla uczniów.

W podręczniku 10. niezależność wartości K od katalizatora uzasadniana jest tym, że „nie występuje on w równaniu stechiometrycznym reakcji”. Nie jest to argument, bo w równaniu tym nie występuje też jawnie temperatura, która ma wpływ na wartość K . Argumentacja taka jest wręcz szkodliwa, bo może sugerować zależność K od stężeń reagentów. Wyjaśnienie niezależności K od katalizatora następuje jednak w następnym zdaniu, gdzie autor informuje, że „katalizator w jednakowym stopniu przyspiesza reakcje w

obu kierunkach”. Ten warunek sprawia, że równowaga zostaje zachowana, a zatem wartość K również.

Wielu uczniów, jak wskazują na to badania Hacklinga i Garnetta (1985), wciąż postrzega stałą równowagi jako wielkość zależną od stężeń. Niewątpliwa „zasługa” takiego stanu to podręczniki i inne materiały dydaktyczne. W tych fragmentach tekstu, które są w podręcznikach wyróżnione, a przez to uważniej przez uczniów analizowane, sformułowania bywają na tyle nieprecyzyjne, że mogą prowadzić do takiej KA. „*Stała równowagi reakcji odwracalnej wyraża się stosunkiem iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów i ma wartość stałą w stałej temperaturze.*” (podręcznik 1.) – i żadnych komentarzy o jakie stężenia chodzi. W podręcznikach 4. i 5. jest stwierdzenie, że K „nie zależy od **stężeń początkowych**”. To sugeruje z kolei, że jednak może od jakichś stężeń zależeć, np. równowagowych. W przykładach zadań o charakterze ćwiczeń w podręcznikach, zbiorach zadań i w arkuszach egzaminacyjnych (nie tylko polskich!) powszechnie stosowaną formułą polecenia dla ucznia jest: „**Zapisz wyrażenie** na stałą równowagi ...” (wyjątkiem są książki K. Pazdro), zamiast : „zapisz prawo działania mas dla reakcji...”. Polecenie takie i forma jego zapisu $K = f(c)$ kojarzą się w sposób nieunikniony z zapisem wyrażenia funkcyjnego z lekcji matematyki i tak utrwała się ta KA.

K jest dla reakcji w stałej temperaturze liczbą, a **liczby nie wyraża się przez zmienne!** Opis K poprzez stężenia nie powinien mieć miejsca w podręczniku! Właściwiej byłoby zapisywać prawo działania mas w wersji odwróconej: $f(c) = K$. Lewa strona równania jest funkcją stężeń równowagowych, zaś prawa to stała wartość tej funkcji. Wszelkie rozwiązania metodyczne nauczania o równowagach, w których o stałej równowagi mówi się w kontekście stężeń reagentów są koncepcyjnie ryzykowne. Jest to po prostu wartość liczbowa charakteryzująca stan równowagi w stałej temperaturze, a jej związek z wartościami parametrów równowagi opisuje **prawo działania mas**. Archaiczna i niezrozumiała dla ucznia nazwa tej ostatniej zależności powinna być w końcu zmieniona na **prawo równowagi**, a wprowadzić je najlepiej jako fakt *per se* lub prawo empiryczne, zamiast wyprowadzać z rozważań kinetycznych. Te i inne propozycje metodyczne dotyczące nauczania o równowagach można znaleźć w propozycjach metodycznych Kuśmierczuka (2007 a/b).

Kolejne wymaganie egzaminacyjne z tego działu, to „**przewidywać jak zmieni się stan równowagi chemicznej**” po zmianie parametrów równowagi. Podstawowym narzędziem jest tutaj reguła przekory (reguła *Le Chataliera* – RLC). RLC jest wnioskiem z prawa równowag, a nie „bardziej ogólną, powszechnie obowiązującą regułą” (podręcznik 3.). Jej uzasadnienia, a zwłaszcza stosowanie i interpretacja są źródłem wielu nieporozumień wśród uczniów i nauczycieli. Samo ogólne sformułowanie RLC może być dla ucznia niejasne. Także omawiane przypadki zastosowań, często oderwane od istotnych szczegółów, generują KA. Przegląd wynikających stąd problemów można znaleźć w artykułach Allsop i George (1984) oraz Gold & Gold (1985). W większości analizowanych polskich podręczników dla liceów RLC ma brzmienie: „*Jeśli na układ w stanie równowagi działa bodziec zewnętrzny, to w układzie zachodzą zmiany zmniejszające skutki działania tego bodźca*”. Bodziec należy rozumieć jako zmianę (zaburzenie) jednego, a czasami więcej, parametrów. Jak uczeń może sobie wyobrażać rezultat, jeśli zmiana dotyczy ustalonego parametru równowagi takiego jak objętość, ciśnienie, temperatura? Na przykład jeżeli dla równowagi w $T_1 = \text{const}$ zmienimy temperaturę na $T_2 = \text{const}$, to czy temperatura nowego stanu równowagi nie będzie równa T_2 , bo układ się temu przeciwstawi? Jeżeli zmienimy **taki** parametr równowagi, to ma on w nowym stanie równowagi tę zmienioną wartość. Zmieniają się (dostosują) inne parametry. RLC jest narzędziem pozwalającym przewidywać **kierunek**, w którym zmierza układ po wprowadzeniu zaburzenia, a niekoniecznie kierunek zmiany zaburzonego parametru. To słowo powinno być w tezie reguły przekory. Kierunek przesunięcia równowagi odpowiada tej składowej reakcji równowagowej, której przebieg

powodowałby antagonistyczną zmianę zaburzonego parametru. Tryb warunkowy podkreśla wirtualny charakter zmiany.

Ponieważ RLC jest konsekwencją prawa równowagi, to jej stosowanie powinno dotyczyć wyłącznie parametrów intensywnych, które występują w jego zapisie. Są to stężenia (ciśnienia cząstkowe) i temperatura (K jest funkcją temperatury). Zmianę parametru ekstensywnego należy przełożyć na zmianę skojarzonego z nim parametru intensywnego. W przeciwnym razie wnioski wyprowadzone z tak ogólnego sformułowania RLC mogą być błędne. Odrywanie reguły przekory od jej źródła wymusza na uczniu zapamiętywanie wielu odrębnych i nie powiązanych ze sobą formułek (oby poprawnych). Wersja uproszczona RLC w postaci: „*Dodanie substratu przesunęła równowagę w prawo...*” (podręcznik 9.) jest stwierdzeniem dla pewnych równowag **nieprawdziwym**. Odpowiada takiej sytuacji przypadek substratu stałego, a w pewnych sytuacjach też gazowego, gdy dotyczy reakcji przy stałym ciśnieniu. W tym ostatnim przypadku zmieniamy stężenia wszystkich gazowych reagentów i to w różnym stopniu. Tutaj RLC jest bezradna. Jeżeli rozpatrywany przypadek dotyczy dodania do układu dodatkowej ilości gazowego substratu, a rozwiązanie odwołuje się do RLC, to konieczne jest podanie zastrzeżenia, że zmiana taka odnosi się do reakcji w stałej objętości. Pomijanie warunków, w których nauczane twierdzenia są prawdziwe, jest w licealnych podręcznikach powszechną praktyką. Uczniowie są wyposażeni przez podręczniki i nauczycieli w zestawy regułek, o których uniwersalności są przekonani, bo dla czego mieliby nie wierzyć tym źródłom przekazu.

W pewnych badaniach nad rozumieniem koncepcji przemieszczania równowag wśród nauczycieli chemii w Chinach, na pytanie jak przemieści się równowaga reakcji $\text{CS}_2 + 4 \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{S}$ przebiegającej w fazie gazowej po dodaniu w warunkach izobarycznych pewnej ilości dwusiarczku węgla, tylko jedna osoba na 109 ankietowanych stwierdziła, że w zależności od początkowej zawartości tego składnika w stronę produktów, albo w stronę substratów. Zatem poprawnych odpowiedzi było poniżej 1 %. Gdyby uczniom pokazać, że taki rodzaj ingerencji zwiększa co prawda stężenie jednego z substratów, ale zmniejsza równocześnie stężenia pozostałych reagentów, to zrozumieliby, że RLC jest tutaj nieprzydatna i problem wymaga innego sposobu rozstrzygnięcia.

Uzasadnianie RLC w oparciu o kinetykę reakcji jest trudniejsze niż na podstawie prawa równowagi i wiąże się z tym kolejne KA. 50 % badanych przez Hacklinga i Garnetta (1985) australijskich uczniów uważa, że zmiana warunków równowagi powoduje wzrost szybkości reakcji w jednym kierunku i zmniejszenie w przeciwnym (jak w podręczniku 1.), a w wyniku działania „bodźca” szybkości obu przeciwnych procesów w nowym stanie równowagi są takie same jak przed jego wprowadzeniem. Banerjee (1991) stwierdził występowanie podobnych koncepcji wśród 35 % studentów chemii i 49 % nauczycieli chemii szkół średnich. W tych samych badanych populacjach wysoka wartość stałej równowagi była kojarzona z dużą szybkością reakcji. Tę ostatnią KA można przypisać wyrażaniu stałej równowagi przez iloraz stałych szybkości, bo na taką interpretację można natknąć się w różnych podręcznikach. 27 % izraelskich uczniów przypisywało zmianę stanu równowagi katalizatorom, sugerując ich różnicowany wpływ na szybkość reakcji prostej i odwrotnej (Gorodetsky i Gussarsky, 1986). Pod względem stosowanych formalizmów nauczanie kinetyki chemicznej i równowag to dwa odrębne światy i ze względu na problemy jakie może generować ich łączenie, lepiej tego nie robić.

Język przekazu jest istotną przyczyną trudności uczniów z koncepcją równowagi chemicznej. Niektóre pojęcia występujące w tym dziale mają inne znaczenia niż w potocznym rozumieniu. Nie wystarczą suche definicje i lakonicznie ujęte prawa, nawet jeśli w rozumieniu autora są sformułowane zgodnie z aktualnym stanem wiedzy. Uczeń może zinterpretować je niekoniecznie zgodnie z zamysłem autora. Dotyczy to nie tylko języka polskiego. Nauczyciele i autorzy podręczników powinni w tej kwestii wykazywać szczególną

staranność (Tyson et al., 1999, Pedrosa & Dias, 2000). Komentarz podręcznikowy dotyczący RLC powinien być obszerniejszy niż w stosunku do innych zagadnień, a przykłady rozwiązyanych problemów liczniejsze i bardziej różnorodne. Powinny być też wolne od błędów. Niektóre przykłady rozwiązań problemów w polskich podręcznikach dla liceów wykorzystujące RLC zawierają KA. Na przykład uzasadnienie wpływu wodorotlenku sodu na przesunięcie równowagi reakcji tłuszczu z wodą (podręcznik 1., str. 161) jest błędne. To nie produkt przedstawionej tam reakcji tłuszczu z wodą, tj. kwas tłuszczowy reaguje z NaOH - co podano jako przyczynę przesunięcia równowagi w stronę produktów. To jony OH^- , jako nukleofile silniejsze od wody reagują z tłuszczem, a nie cząsteczki wody. Zachodzi inna reakcja tłuszczu niż zapisano w podręczniku, o innej, bardzo dużej stałej równowagi. W takim przypadku niektórzy z autorów używają określenia „praktycznie nieodwracalna”. Ten przykład nie jest jedynym błędnie interpretowanym rozwiązaniem zadania z wykorzystaniem RLC w tym podręczniku.

Jeżeli chcemy, aby uczniowie potrafili poprawnie analizować zmiany w układach równowagowych, to w nauczaniu należałoby posługiwać się raczej prawem równowag, a nie RLC. Reguła przekory w ogólnym sformułowaniu, bez zastrzeżenia o rodzaju zmienianych parametrów, nie zawsze prowadzi do poprawnych wniosków. Jeżeli „bodziec” prowadzi do zmiany więcej niż jednego parametru, a te zmiany prowadziłyby do przeciwstawnej reakcji układu, to jakościowy charakter RLC sprawia, że staje się ona bezużyteczna. Stosowanie RLC tam, gdzie stosowana być nie może, to problem 95 % uczniów poddanych badaniom przez Wheelera i Kassa (1998). Reguła przekory ma upraszczać rozumowanie, ale jeżeli zaburzenie nie będzie poprawnie przełożone na zmianę parametrów intensywnych równowagi, zniekształca je. Aby tego uniknąć, można ją zastąpić zestawem reguł dla zmiany każdego z możliwych parametrów, ale wówczas traci swój zasadniczy walor - prostotę, a zatem i dydaktyczną użyteczność. Badania nad nieporozumieniami związanymi ze stosowaniem RLC wśród uczniów, studentów i nauczycieli prowadzone są od dawna, a rezultaty od lat są te same. Ogromna częstotliwość tych samych KA świadczy o tym, że zagadnienia równowag są koncepcyjnie trudne, a w takiej sytuacji precyzja języka jakim opisujemy zjawiska jest dla właściwego ich zrozumienia warunkiem zasadniczym.

W 1984 Allsop i George sugerowali, że RLC jest w nauczaniu zbędna, bo straty przewyższają korzyści z jej stosowania. Podobnie jak w Polsce, RLC jest nauczana obligatoryjnie w szkołach średnich w Hiszpanii. Tam również jest jedynym narzędziem stosowanym przez uczniów podczas badania przesunięć równowag. Quilez (2004) badał w Hiszpanii, na grupach uczniów 12 klasy, studentach pierwszego roku chemii, oraz na grupach przyszłych nauczycieli i nauczycieli z co najmniej 5 letnią praktyką, jakich narzędzi i jakich argumentów użyją do określania przesunięć równowag w układach gazowych. Wszyscy uczniowie i większość z pozostałych grup posługiwała się RLC. Jeżeli wnioski z RLC były poprawne, to często wybierali wadliwą argumentację. Znamiennym było stwierdzenie najniższych wyników w grupie doświadczonych nauczycieli! Tutaj wniosek był już jednoznaczny. Rutyna zastąpiła myślenie. Zagadnienie przesuwania równowag jest na tyle złożone, że stosowania reguły przekory należałoby zaniechać, odwołując się jedynie do prawa równowag i umiejętności jego analizy.

3.7. Badania koncepcji alternatywnych uczniów

3.7.1. Grupa badawcza

Badaniom poddano uczniów klas maturalnych o profilu biologiczno – chemicznym z trzech liceów ogólnokształcących w Zamościu. W zakresie sposobu rozumienia koncepcji z podstaw chemii kwantowej badanie objęło uczniów dwóch liceów, klas maturalnych w jednej szkole (32 uczniów) i klasy pierwszej (23 uczniów) w drugiej. Celem tego zróżnicowania było stwierdzenie, na ile silny w początkowym etapie nauczania licealnego jest wpływ wiedzy o budowie atomu i wiązaniach chemicznych wyniesionej z gimnazjum na kształtowanie nowych wyobrażeń i jak dalece wiedza z tego obszaru ewoluowała u uczniów klas trzecich. Koncepcje alternatywne z obszaru termochemii badano w dwóch liceach w klasach trzecich (szkoła A - 24 uczniów, szkoła B – 27 uczniów), zaś odnośnie równowag chemicznych i elementów kinetyki chemicznej w trzech szkołach, także w klasach maturalnych (szkoła 1 - 40 uczniów, szkoła 2 – 22 uczniów, szkoła 3 – 14).

Badania prowadzone w ciągu 2 lat objęły łącznie 192 uczniów.

3.7.2. Metody i narzędzia badań nad występowaniem KA

W większości badań najczęściej stosowanym sposobem uzyskiwania informacji o KA uczniów jest wywiad poszerzony i/lub zadania otwartej odpowiedzi na pytania dotyczące wybranego obszaru treści. Opisy różnych formatów takich wywiadów i procedur ich przeprowadzenia można znaleźć w pracach Osborna i Gilberta (1980), Wattsa (1981), Mitchella i Gunstona (1984). Alternatywnym sposobem diagnozowania KA są testy składające się z zadań wielokrotnego wyboru. Testy takie, gdy już są opracowane, umożliwiają objęcie badaniami większej grupy uczniów, a przy tym nie wymagają tak dużego doświadczenia nakładu pracy przy analizie wyników badań.

Opis metodologii konstrukcji zadań wielokrotnego wyboru do celów badania KA z chemii uczniów można znaleźć w pracy Treagusta (1986). Zadania zamknięte polegające na wyborze jednej poprawnej odpowiedzi mogą zawierać różną liczbę opcji wyboru. Badania przyczyn KA uczniów w obszarze równowag chemicznych przeprowadzone przez Kienasta (1999), polegały w pierwszym etapie na rozwiązaniu przez uczniów testu składającego się z zadań wielokrotnego wyboru, zawierających jako dystraktory założone KA. Po ustaleniu wyniku testu uczniowie, którzy wybrali wadliwe odpowiedzi, zostali poproszeni o szczegółowe wyjaśnienia dotyczące przesłanek, którymi się kierowali. Alternatywne w stosunku do metody Kienasta podejście do zasad konstrukcji zadań wielokrotnego wyboru przedstawił Tamir (1971). Innowacja polegała na tym, że treść dystraktorów oparta była na odpowiedziach uczniów pojawiających się w zadaniach otwartych typu rozprawka lub zadaniach niedokończonej odpowiedzi. Te wypowiedzi i wybory alternatywnych odpowiedzi dawały obraz wyobrażeń uczniów i zarazem ich koncepcji alternatywnych w poddanym sprawdzaniu obszarze wiedzy z biologii.

Badania przeprowadzono na uczniach szkół, w których autor pracy nie nauczał i były one możliwe tylko dzięki życzliwości pracujących w nich nauczycieli chemii. Dlatego wybrano formę możliwie najmniej absorbującą czas uczniów, czyli test ze specjalnie dla celów badań skonstruowanymi zadaniami wielokrotnego wyboru. Wybór ten podyktowany był także chęcią uzyskania możliwie jak największej liczby odpowiedzi. Jak pokazują doświadczenia innych badaczy, użycie zadań otwartych w przypadku problemów o znacznej złożoności sprawia, że uczniowie często nie podejmują próby udzielenia samodzielnej odpowiedzi. Potwierdzają to doświadczenia z badań sposobu rozumienia zagadnień teorii kwantowej przeprowadzone wśród tureckich studentów przez Nakiboglu (2003), oraz Nakiboglu i Yldirira (2011).

Pierwsza część prac nad konstrukcją zadań polegała na szczegółowej analizie podręczników w określonym obszarze treści i poszukiwaniu KA lub takich sposobów ujęcia dydaktycznego tematów, które mogą przyczyniać się do KA korzystających z nich uczniów. Mogą być wśród nich takie wyobrażenia uczniów, które są powielaniem koncepcji alternatywnych z podręcznika oraz takie, które mogą wynikać ze sposobu przedstawienia zagadnienia w podręczniku lub braku w jego tekście odpowiednich informacji.

Dla odnalezionych odpowiednich sytuacji podręcznikowych ustalono potencjalne *misconceptions* u uczniów i skonstruowano zadania sprawdzające przyjęte hipotezy. W oparciu o wnioski z tej analizy skonstruowano testy składające się z zadań wielokrotnego wyboru w których przynajmniej jedna z przedstawionych uczniowi do wyboru błędnych odpowiedzi (dystraktorów) skonstruowana była odwołując się do spodziewanej KA. Jeżeli KA polegały na błędnym wyjaśnianiu faktów, to stosowano dwupoziomowe zadania wyboru (*two-tier diagnostic tests*). Pierwszy poziom to podjęcie decyzji (tak/nie), zaś drugi to wybór argumentacji (uzasadnienia). Wśród dystraktorów zamieszczono też takie, które w innych warunkach niż określono to w trzonie zadania, mogą być odpowiedziami poprawnymi. Stosunkowo liczny wybór takich odpowiedzi byłby naturalną konsekwencją schematyzmu przekazu, zarówno podręcznikowego, jak i lekcyjnego. Uczniowie nie analizują wówczas

uwarunkowań zjawisk i procesów, bo warunki w tekście zadań nie są opisane, a jedynie bezrefleksyjnie stosują wyuczone reguły i algorytmy. W przedstawionych konkretnie warunkach ich sposób postępowania może nie być uprawniony.

W komentarzach do zadań, które zamieszczono w części poświęconej ich konstrukcji, zawarto przypuszczenia o możliwych przesłankach alternatywnych wyborów uczniów. Stanowią one robocze hipotezy. W jakim stopniu zostały one potwierdzone, można ocenić na podstawie zamieszczonych wyników rozwiązań poszczególnych zadań. Szczegółową ocenę i wnioski zamieszczono po każdym z trzech testów.

Zadania wykorzystane w niniejszych badaniach nie pokrywają całego zakresu wymagań z tego obszaru wiedzy, bo ich celem nie jest jej diagnoza. Obejmują jedynie wybrane aspekty zagadnień programowych, których wykładnia lub sposób opisu w licealnych podręcznikach są w jakimś stopniu kontrowersyjne i prowadzą, lub mogą prowadzić uczniów w stronę KA.

3.7.3. Przesłanki wyboru tematyki zadań Testu 1. i zadania testowe

Celem tego testu jest zbadanie posiadanych przez uczniów KA w zakresie wiedzy o kwantowym opisie elektronów i o wiązaniach chemicznych oraz ewentualnie powiązanie ich z podręcznikami jako potencjalnym źródłem. Wybierając zagadnienia i związane z nimi problemy, których rozwiązania mogą ujawniać koncepcje alternatywne uczniów, a które w dużym stopniu wynikają z przekazu zawartego w podręcznikach, odniesiono je do następujących potencjalnych przyczyn:

1. Wadliwy, ze względu na przewidywalne niepożądane konsekwencje, sposób definiowania podstawowych pojęć i koncepcji dotyczących budowy atomu i podstaw teorii kwantowej (np. stan elektronu, orbital atomowy i molekularny, stwierdzenia, że wszystko co dotyczy elektronu wynika tylko z wartości jego liczb kwantowych).
2. Braki zrozumiałych i przekonujących wyjaśnień dla celowości opisywanych procedur, np. hybrydyzacja orbitali, i przyczyn obserwowanych zależności, np. okresowość zmian promieni atomowych, kuliste kształty atomów, liczba wiązań tworzonych przez atomy.
3. Niedostateczne uwypuklenie zagadnień ważnych dla zrozumienia właściwości substancji, np. wiedzy o typach kryształów, czy zjawiska delokalizacji elektronów.
4. Pomijanie istotnych uwarunkowań dla wielkości obszarów orbitalnych i energii elektronów, np. brak wzmianek o przybliżeniu jednoelektronowym i o efekcie ekranowania jądra atomowego.
5. Niewielki udział teorii kwantowych w opisywaniu wiązań, co skutkuje utrwaleniem poznanej w gimnazjum reguły helowca.

Zadanie 1. dotyczy idei kwantowania i wymaga wskazania dla elektronu w atomie tych wielkości, które podlegają kwantowaniu. W szczególności sprawdza ono, czy graficzne przedstawienie rozkładu gęstości elektronu nie prowadzi uczniów do przekonania, że położenie elektronu (i jego pęd) również podlega kwantowaniu.

Zadanie 2. sprawdza jak uczniowie rozumieją pojęcie *stan kwantowy elektronu* w atomie, który wg podręczników sprowadza się jedynie do określenia zestawu czterech liczb kwantowych. Konsekwencje takiej interpretacji tego pojęcia dla uczniowskiego wnioskowania badają zadania 8., 9. i 10.

Zadanie 3. dotyczy sposobu rozumienia pojęcia *liczba atomowa*. Określany przez liczbę atomową ładunek elektryczny jądra ma decydujący wpływ na zasięg obszarów, w których funkcje falowe mają istotne wartości oraz na energię elektronów.

Zadania 4. i 5. badają czy teoria orbitali atomowych prowadzi uczniów do przekonania, że atomy z obsadzonymi orbitalami p nie mają kulistego kształtu. Podręcznik 4. podaje uczniom taką informację, a jedynie w podręczniku 8. autor przestrzega uczniów przed taką interpretacją kształtu orbitali p.

Zadania 11., 12. i 13. mają na celu ustalenie, czy uczniowie potrafią w oparciu o zapis konfiguracji elektronowej (lub jej fragmentu) wskazać zasadne wnioski, przy czym:

-w zadaniu 11. mamy odniesienie konfiguracji do sposobu pojmowania czym jest stan kwantowy elektronu.

- w zadaniu 13. wskazane konfiguracje elektronowe mają związek ze sposobem rozumienia reguły Hunda, zaś w zadaniu 12. uczeń ma dostrzec przykład nieuprawnionego zastosowania tej reguły.

Zadanie 14. sprawdza czy, i w jakim stopniu, opis wiązań kowalencyjnych przy użyciu orbitali jest przez uczniów wykorzystywany tam, gdzie teoria wiązań Lewisa – Kossela przestaje być wystarczająca.

Zadanie 15., zawiera kryteria poprawnego wyboru z zadania poprzedniego i ma ocenić w jaki procent uczniów przypomni sobie uwarunkowania liczby wiązań tworzonych przez atom, na podstawie jego kwantowego modelu, jeżeli skierować ich uwagę także na możliwość tworzenia wiązań koordynacyjnych.

Zadanie 16. wymaga od wykonujących je uczniów odwołania się do reguły zabudowy orbitali (molekularnych) w celu ustalenia, które ze wskazanych cząstek chemicznych mają jeden niesparowany elektron.

Zadanie 17 polega na ustaleniu czy uczniowie znają związek właściwości substancji stałej z typem tworzonego kryształu. Odpowiednie dla jego rozwiązania treści występują w podręcznikach, ale potraktowane są marginalnie w stosunku do praktycznego znaczenia tej wiedzy.

Zadania 18. i 19. Odnoszą się do *hybrydyzacji orbitali atomowych*. Opisy tej procedury w podręcznikach 4. i 5. zawierają operacje na elektronach, między innymi w postaci „fikcyjnych” wzbudzeń atomów, a samej hybrydyzacji przypisuje się moc sprawczą determinowania kształtu cząstek wieloatomowych. Brakuje natomiast w tekstach obu podręczników wyraźnej informacji, kiedy taki zabieg ma sens i dla orbitali których atomów jest stosowany. Zadanie 18. sprawdza czy uczeń zrozumiał z tego przekazu, kiedy hybrydyzacja jest celowa, zaś kolejne 19. zadanie, czy potrafi dla opisanej cząstki wieloatomowej wskazać liczbę atomów, których ona dotyczy i łączną liczbę orbitali hybrydowych.

Zadanie 20. wymaga skojarzenia faktu delokalizacji części elektronów w cząsteczkach i wielkości obszaru, na który się rozciąga, z opisem właściwości substancji.

Komentarz zamieszczony pod treścią kolejnych zadań Testu 1. zawiera przesłanki ich konstrukcji, oraz wstępne przewidywania autora testu co do ewentualnych uczniowskich wyborów. Uczniowie klasy I korzystali z podręcznika 4. wydawnictwa *Operon*, zaś uczniowie klasy III z podręcznika 5. wydawnictwa *Nowa Era*. Przewidywania wstępne co do inklinacji w wyborach odpowiedzi przez uczniów obu szkół nie mogą opierać się tutaj na porównaniu treści odpowiednich rozdziałów podręczników, bo są one zbyt obszerne (szczególnie w podręczniku 4.), aby nauczyciel realizował na lekcjach literalnie zawarte tam zapisy. To osoba nauczyciela chemii, który w planowaniu lekcji może inspirować się treściami podręcznika, i wiek uczniów mają tu decydujące znaczenie. Ze względu na to, że dla pierwszoklasistów był to świeżo poznany materiał, a ich wiedza o atomach i wiązaniach wyniesiona z gimnazjum jest silniej kojarzona, powinno to przekładać się na charakterystyczne różnice w wyborach w pewnych zadaniach Testu 1. Analiza tych przypadków i wnioski zawarto w dalszej części pracy.

Test 1.

Zadanie 1.

Które spośród niżej wymienionych parametrów fizycznych charakteryzujących elektron w atomie są kwantowane?

I. energia II. pęd III. orbitalny moment pędu IV. własny moment pędu (spin) V. położenie

A. tylko I i III B. tylko I, III i IV C. wszystkie oprócz II D. wszystkie wymienione

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Teoria kwantowa w liceum prezentowana jest we fragmentarycznej postaci. Celem tego zadania jest sprawdzenie wiedzy uczniów dotyczącej tego, które wielkości charakteryzujące

elektron w atomie podlegają kwantowaniu. Wybór poprawnej odpowiedzi może nastąpić poprzez kojarzenie liczb kwantowych elektronu z wielkościami I, III i IV. Kwantowanie energii powinno być dla ucznia oczywiste. Wybór A świadczy, że uczeń nie kojarzy zapisu klatkowego konfiguracji elektronowej z kwantowaniem spinu, chociaż rysując strzałki kwantuje w sposób mechaniczny. Znaczący udział wyboru C lub D powinien być wskazaniem dla autorów podręczników i nauczycieli, na zwrócenie uwagi, że funkcja falowa jest funkcją położenia (lub pędu) określoną dla dowolnej wartości argumentu, a zasada Heisenberga nie jest kwantowaniem położenia ani pędu.

Zadanie 2.

Wskaż poprawne zakończenie zdania:

„Zestawy czterech liczb kwantowych $\{n, l, m, m_s\}$ dla elektronów w atomie....

- A. dają całą dostępną informację o stanach kwantowych elektronów w atomie.
- B. odróżniają (numerują) różne możliwe stany kwantowe elektronów.**
- C. pozwalają określić, czy atom jest w stanie podstawowym, czy wzbudzonym.
- D. określają kształty i rozmiary obszarów orbitalnych.

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Spodziewany jest duży udział odpowiedzi A, gdyż treści podręczników i ćwiczenia w różnych materiałach edukacyjnych prowadzą do takiego wyboru. Brakuje w materiałach edukacyjnych wskazania jak uczeń powinien rozumieć określenie „stan kwantowy elektronu”. Wybór C może być skutkiem losowego zaznaczania odpowiedzi, chociaż ta opcja w uszczegółowionej sytuacji może być prawdziwa. Wybór D może być dla niektórych uczniów kuszący ze względu na utrwalone skojarzenia dwóch pierwszych liczb kwantowych.

Zadanie 3.

Liczba atomowa pierwiastka to:

- A. ilość protonów w jądrze**
- B. ilość elektronów
- C. ilość neutronów w jądrze
- D. A i B

Komentarz: Poprawna odpowiedź A.

Badanie koncepcji alternatywnych uczniów dotyczących wiedzy o jądrach atomowych mogłoby dać obraz sposobu nauczania tych zagadnień przez różnych nauczycieli. Zakres wymagań egzaminacyjnych z tego obszaru, a przez to i zakres nauczanych treści, jest ograniczony w stosunku do przekazu w niektórych podręcznikach, dlatego w tej pracy nie podjęto badań nad KA związanych z jądrem atomowym - z jednym wyjątkiem. Jest nim sposób rozumienia **liczby atomowej**. W szkolnej pragmatyce na poziomie gimnazjum podkreśla się fakt, że w atomach liczby protonów i elektronów są równe, dlatego spodziewanym wyborem jest odpowiedź D. Zadanie sprawdza znajomość istotnego pojęcia, które służy min. do definiowania pierwiastka chemicznego. Z przyczyn pragmatycznych, wynikających z treści zadań egzaminacyjnych, nauczyciele podkreślają, że liczba tych dwóch rodzajów cząstek w atomie jest równa. Jest to prawdą tylko dla izolowanych atomów, ale to zastrzeżenie jest pomijane i uczniowie często utożsamiają ten parametr atomowy także z liczbą elektronów. Atom związany i jon prosty mają tę samą liczbę atomową co izolowany atom, ale inną liczbę elektronów.

Zadanie 4.

Które z wymienionych typów orbitali atomowych charakteryzuje pełna symetria obrotowa (kształt kuli) ?

- A. s**
- B. p
- C. d
- D. wszystkie wymienione

Zadanie 5.

Które z następujących atomów: H, He, Li, B mają kształt kulisty?
A. tylko H B. H i He C. H, He i Li D. wszystkie, łącznie z atomem B

Komentarz do zadań 4. i 5.:

Poprawna odpowiedź na zadanie 4. (A) wymaga jedynie elementarnej wiedzy. Celem tego zadania jest tylko przywołanie kształtu obszaru orbitalnego s. Orbital atomowy jest pojęciem abstrakcyjnym, nie mającym bezpośredniego odniesienia do rzeczywistości fizycznej. Uczniom prezentuje się najczęściej pojęcie pokrewne, „obszar orbitalny”, który przedstawia minimalną przestrzeń istotnej wartości funkcji falowej lub gęstości elektronowej (realność). Kształt tego ostatniego „obszaru” przypomina kształt konturu orbitalu. W przypadku obsadzenia orbitalu p elektronami uczeń może nabrać przekonania, że atom boru nie będzie miał symetrii kuli. Usytuowanie przestrzenne orbitali p obrazuje pewną relację pomiędzy tymi funkcjami (ortogonalność). Symetria rozkładu ładunku elektronów wynika z symetrii pola elektrycznego jądra i dla każdego atomu jest kulista. Spodziewany jest liczny wybór odpowiedzi C w zadaniu 5., bo w tych atomach obsadzone są jedynie orbitale typu s. Wybór każdej opcji, innej niż D (poprawna) wskazuje na ten sam rodzaj skojarzenia, uprawnionego na podstawie utrwalonego, lecz błędnego obrazowego skojarzenia.

Duża liczba poprawnych odpowiedzi świadczyłaby o ignorowaniu przez uczniów pojęć kwantowych, których nie rozumieją i odwołania się do obrazu modelu atomu utrwalonego w gimnazjum.

Zadanie 6.

Jaką postać ma zbiór punktów odpowiadających największej gęstości ładunku elektronowego w atomie wodoru?

A. kuli B. sfery (powierzchnia kuli) C. okręgu D. jest to pojedynczy punkt

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Treść tego pytania to trawestacja definicji obszaru orbitalnego ze szkolnych podręczników. Wybór odpowiedzi A może wynikać z niewłaściwego zrozumienia postawionego pytania i kierowania się intuicją lub przyswojenia sobie błędnego przedstawienia pojęcia „obszar orbitalny” z jednego z podręczników, gdzie jest to „obszar największej gęstości elektronowej”. Odpowiedź C (błędna) może być wybrana, jeśli uczniowie poznają model Bohra atomu wodoru i utożsamiają zbiór z orbitą bohrowską. Opcja D w wyborze jest mało prawdopodobna, chociaż to, że uczniowie znają funkcje tylko jednej zmiennej może prowadzić do jej wyboru. Wybór odpowiedzi poprawnej (B) wymaga zrozumienia, że chodzi o wartość maksymalną związaną z kwadratem funkcji trzech zmiennych o pełnej symetrii obrotowej.

Zadanie 7.

Jedną z ważniejszych dla chemika cech atomowych jest wartość promienia atomowego. Jak zmieniają się kolejno promienie atomowe w zbiorach I i II?

I : {Na, Mg, Al., Si} II: {Na, K, Rb, Cs}

A. w I rosną, a w II maleją
B. w I maleją, a w II rosną
C. rosną w I i w II
D. maleją w I i w II

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Uczniowie liceum generalnie mają problem z określeniem zmienności promienia atomowego w okresach. Podręczniki licealne albo nie zawierają takiej informacji, albo uzasadnienie zmienności promieni atomowych w okresie jest afizyczne, czyli w istocie pozorne, co zmusza ucznia do zapamiętania faktu. Zadanie to sprawdza jaki odsetek uczniów wyobraża sobie, że im więcej jest elektronów w atomie, tym większy jest jego promień. Wybór poprawnej odpowiedzi (B), zwłaszcza po pewnym czasie od poznania tej problematyki, może być trudny. Przy kwantowym opisie elektronów w atomie informacja o ekranowaniu jądra przez elektrony rdzenia jest do zrozumienia tego zjawiska konieczna, a nie występuje w żadnym z podręczników. Znaczna część uczniów jest przekonana, że im więcej jest elektronów w atomie, tym większy powinien być jego promień. Udział odpowiedzi C wskaże jak znacząca jest to grupa. Ze względu na upływ czasu większe szanse wskazania poprawnej odpowiedzi mają uczniowie klasy I. Wpływ nauczyciela na wynik tego zadania może być również bardzo silny. Zmienność promieni atomowych w obrębie grupy jest dla uczniów oczywista. Spodziewana jest dominacja wyborów B i C.

Zadanie 8.

Czy promień obszaru orbitalnego $2s$ w atomach i w jonach prostych zależy od?

- A. liczby atomowej (Z)
- B. ilości wszystkich elektronów
- C. od czynników wymienionych w A i B
- D. jest taki sam, bo zależy tylko od wartości głównej liczby kwantowej

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Kategoryczne twierdzenia w kilku podręcznikach, że liczby kwantowe określają wszystkie cechy elektronów może prowadzić do wyboru D. Wyobrażenie orbitalu jako obszaru gęstości elektronowej powinno kierować wybór w stronę odpowiedzi A, lub B, jeżeli uczeń nie uwzględni wszystkich oddziaływań w atomie. Wybór odpowiedzi A wynikać może z przeoczenia zmienności promieni jonów prostych izoelektronowych i skojarzeniu zmienności tylko dla promieni atomowych. Zadania 7. i 8. dotyczą podobnego zagadnienia opisywanego na dwóch poziomach, obserwacji i reprezentacji. Wyniki tych dwóch zadań w obu badanych grupach powinny być skorelowane. Ciekawe byłoby porównanie wyników zadania 8 w sytuacji, gdy zadanie 7. zostanie wyłączone z testu. Przypuszczalnie w rozwiązaniach wzrosła wówczas liczba odpowiedzi D, gdyż autorzy podręczników kładą nacisk przede wszystkim na związek głównej liczby kwantowej z zasięgiem obszaru orbitalnego

Zadanie 9.

Energie przypisane orbitalom $1s$ w atomach wodoru i helu są:

- A. identyczne, bo wartości liczb n i l są te same
- B. identyczne, bo jest to ta sama powłoka elektronowa
- C. różne, bo energia w przypadku helu zależy od dwóch liczb kwantowych
- D. różne, bo różne są ładunki jąder i ilości elektronów

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wybór odpowiedzi A, B i C (dysktraktory) może świadczyć o nadmiernym przywiązywaniu wagi do reguł i abstrakcyjnych pojęć (liczby kwantowe), a zaniedbywaniu prostych zależności tak ważnej wielkości fizycznej jaką jest energia elektronów od ładunku jądra. Przyczyną trudności może być to, że podręczniki szkolne ubogie są w diagramy porównawcze wielkości kwantowomechanicznych. Zależności energii stanów prezentowane są dla odrębnych przypadków, na osobnych wykresach. Zadania z tego zakresu wiedzy sprowadzone

są do rutynowego sprawdzenia znajomości reguł, nie ma zaś w podręcznikach ćwiczeń o charakterze problemowym.

Zadanie 10.

Jeżeli stany kwantowe elektronu w atomach węgla i azotu wyznaczone są przez ten sam zestaw liczb kwantowych: $n=2$, $l=1$, $m=0$, $m_s=1/2$, to które z poniższych twierdzeń jest prawdziwe?

- A. Są to stany o jednakowej energii
- B. Są to identyczne stany kwantowe
- C. Energia elektronu w atomie N jest niższa
- D. Energia elektronu w atomie C jest niższa

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Zadanie to sprawdza, czy uczniowie właściwie interpretują pojęcie „stan kwantowy elektronu”. Zapewne duży odsetek wskaże błędną odpowiedź B, gdyż większość podręczników sprowadza to pojęcie do zestawu czterech liczb kwantowych. Te jedynie indeksują stany. Celem tego zadania jest ustalenie jaki odsetek uczniów wybierze odpowiedź B, a nie stwierdzenie, czy uczeń wie, że energia ta maleje ze wzrostem liczby atomowej (odpowiedź C).

Zadanie 11.

Czy z zapisu konfiguracji elektronowej atomu wynika liczba stanów kwantowych dla jego elektronów?

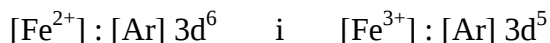
- A. TAK i jest ona równa liczbie obsadzonych orbitali.
- B. TAK i jest ona równa liczbie elektronów w atomie.
- C. NIE, jeśli konfiguracja dotyczy stanu wzbudzonego atomu.
- D. NIE, bo liczba stanów kwantowych elektronu jest nieograniczona.

Komentarz: Odpowiedź poprawna D.

Spodziewany jest duży udział odpowiedzi A i B. W podręcznikach akcentuje się przypisywanie elektronom stanów kwantowych, a nie, jak powinno się czynić, stanom elektronów. Wówczas proces zapisywania zabudowy orbitali urywa się na ostatnim elektronie. Dla ucznia stan kwantowy elektronu bez elektronu nie istnieje. Jeśli programy nauczania uwzględniają elementy wiedzy ze spektroskopii elektronowej, to przekaz pojęcia „stan kwantowy” powinien się zmienić. Jeśli programy nie zawierają tego elementu wiedzy, to za poprawną odpowiedź można uznać B, a nie jak zakładano - D. Wybór A jest to zredukowanie stanu kwantowego do pojęcia orbital. Rysując strzałki na diagramie zapisu „klatkowego” konfiguracji uczeń może nie być świadomy, że różne zwroty różnicują stany kwantowe. Odpowiedź A jest typowym błędem uczniowskim, wynikającym z zawężenia tego pojęcia do stanu orbitalnego. Wskazanie odpowiedzi C będzie raczej skutkiem ogólnej konfuzji w posługiwaniu się abstrakcyjnymi pojęciami.

Zadanie 12.

Konfiguracje elektronowe dwóch jonów żelaza w stanie podstawowym są następujące:



Na podstawie konfiguracji elektronowej wskaż i uzasadnij, który ze wskazanych jonów żelaza jest trwalszy.

- A. Fe^{2+} , gdyż otrzymanie z niego Fe^{3+} wymaga wykonania pracy (nie zachodzi samorzutnie).
B. Fe^{3+} , gdyż wszystkie orbitalne d są nim obsadzone pojedynczo.
C. Fe^{3+} , gdyż całkowity spin tego jonu większy niż w Fe^{2+} .
D. Oba jony mają trwałą konfigurację (są to stany podstawowe), zaś chemiczna trwałość każdego z nich wynika nie z konfiguracji elektronowej, lecz ze składu chemicznego ich otoczenia.

Komentarz: Odpowiedź poprawna D.

Postawione tu pytanie pochodzi z otwartego zadania maturalnego (styczeń 2006) i jest ilustracją błędnego rozumienia reguły Hunda przez jego autora. Oczekiwano od ucznia powołania się na tę regułę, podczas gdy nie dotyczy ona (reguła) takiej sytuacji fizycznej. Nie wiadomo jak uczeń ma rozumieć względną trwałość izolowanych jonów (zapis konfiguracji dotyczy takiej sytuacji) opierając się na konfiguracji dla ich stanu podstawowego. Czy ma uwzględniać ich energię, czy też właściwości chemiczne? To drugie rozumienie trwałości ma sens tylko dla określonego otoczenia chemicznego. Odpowiedź A jest sugestią rozumienia względnej trwałości poprzez energetykę procesów wzajemnego przekształcania się jonów. Odpowiedzi B i C skierowują rozumowanie ku regule Hunda, z czego sformułowanie B jest nieprecyzyjne. Spodziewanym przez autora zadania maturalnego uzasadnieniem była odpowiedź C i taka była nagradzana w punktacji zadania. Interesujące jest jaki odsetek uczniów wskaże odpowiedź poprawną, bo maturzyści piszący maturę poprawkową nie mieli takiej szansy. Względna liczba odpowiedzi B i C będzie wskazaniem jak dobrze jest rozumiana jest sama treść reguły Hunda (tę sprawność mierzy też zadanie 13.). Większy udział odpowiedzi B byłby potwierdzeniem wpływu podręczników na KA związaną z regułą Hunda.

Zadanie 13.

Elektrony atomu węgla w podpowłoce 2p mogą być rozmieszczone w następujący sposób:

1.

↑	↑	
---	---	--

 2.

↑		↓
---	--	---

 3.

↑↓		
----	--	--

 4.

↓		↓
---	--	---

Któremu ze stanów odpowiada najniższa energia?

- A. 1 B. 1 i 4 C. 1, 2 i 4 D. wszystkim stanom odpowiada ta sama energia

Komentarz: Odpowiedź poprawna B.

Spodziewanymi najczęściej odpowiedziami są A i C. Używane przez poddanych badaniu uczniów podręczniki akcentują w regule Hunda fakt niesparowania elektronów, zamiast maksymalnego spinu. Odpowiedź A może wynikać z mechanistycznego sposobu wpajania tej reguły poprzez taki zapis strzałek w kolejnych kratkach. Ten sposób rozumowania pojawił się u autorów zadań przygotowujących do matury. Uważali oni, że w izolowanym atomie stanowi 1 odpowiada niższa energia niż stanowi 2. Odpowiedź D to przypadek ucznia, który zapomniał o regule Hunda i wybierał intuicyjnie.

Zadanie 14.

Który ze wskazanych atomów może tworzyć więcej niż cztery wiązania kowalencyjne?

- A. C B. N C. S D. dwa atomy z wymienionych

Zadanie 15.

Na liczbę wiązań kowalencyjnych (z uwzględnieniem koordynacyjnych) tworzonych przez atomy pierwiastków **tej samej grupy** układu okresowego z atomami **fluoru** wpływa:

- A. liczba elektronów walencyjnych
- B. liczba orbitali w powłoce walencyjnej
- C. elektroujemność pierwiastka
- D. warunki A i B

Komentarz do zadań 14. i 15.: Odpowiedzi poprawne 14C, 15D.

Zadania sprawdzają czy uczeń zna uwarunkowania dotyczące liczby wiązań tworzonych przez atomy. Kolejność zadań jest świadomie ustalona. Najpierw uczeń wybiera atomy, na podstawie znanych sobie kryteriów. W kolejnym zadaniu wskazuje kryteria tego wyboru z narzuconej mu listy. Przypuszczalnie w pierwszym zadaniu najczęściej uwzględnianym warunkiem będzie liczba elektronów walencyjnych i spodziewany jest znaczny udział odpowiedzi D. Odpowiedź A jest tutaj tłem i jeśli pojawi się w wyborach uczniów, to jest skutkiem ignorancji, zaś wybór B może wynikać z nieuwagi. Atom azotu, który posiada 5 elektronów walencyjnych, nie tworzy więcej niż czterech wiązań ze względu na liczbę orbitali w powłoce walencyjnej. Stereotypy o wartościowości i jej związku z liczbą wiązań oraz liczbą elektronów walencyjnych, ugruntowane w gimnazjum, nie są w podręcznikach licealnych poddawane rewizji. Informacje o różnicach w wiązalności pierwiastków 2 i 3 okresu tej samej grupy są w nich nieobecne, chociaż niektóre podręczniki zawierają elementy teorii orbitali molekularnych. Reguła oktetu, dobrze licealiście znana, zastosowana do atomu azotu, pozwoliłaby odrzucić ten przypadek. Co do atomu siarki, to w przedstawieniu budowy elektronowej takich cząsteczek jak SO_3 i H_2SO_4 , w materiałach dla licealistów, pomijane są wiązania pi, aby zachować oktet elektronowy atomu siarki. Brakuje takich przykładów jak cząsteczka SF_6 , gdzie ekspansji oktetu elektronowego nie uda się pominąć, co zmusiłoby autorów podręczników do rewizji sposobu nauczania o wiązaniach kowalencyjnych. Jeżeli z teorii orbitali molekularnych nie czyni się żadnego użytku, to naturalnym wyborem ucznia w zadaniu 14 będzie odpowiedź D. Nadal kojarzy on liczbę wiązań z liczbą elektronów walencyjnych i to kryterium zastosuje w pierwszej kolejności.

W zadaniu 15., wybór A ma związek ze stereotypem: „liczba wiązań jest równa co najwyżej ilości elektronów walencyjnych”, podczas gdy może być zarówno mniejsza (np. dla azotu), jak i większa (np. dla fosforu). Wybór B jest wątpliwy jako opcja dla licealisty zbyt abstrakcyjna. Wybór C jest możliwy, gdyż elektroujemność można skorelować z wieloma zależnościami dla pierwiastków, w tym także z ilością wiązań. Spodziewana jest większa liczba odpowiedzi poprawnych w tym zadaniu niż w poprzednim.

Interesujący, z innego powodu niż cel tego badania, byłby efekt zmiany kolejności tych zadań i porównanie liczby odpowiedzi poprawnych.

Zadanie 16.

W cząsteczce tlenu (O_2) w stanie podstawowym są dwa niesparowane elektrony. Jest ona dwurodnikiem. Które z poniższych cząstek zawierających atomy tlenu są wolnymi rodnikami (mają **jeden** niesparowany elektron)?

- I. O_2^{2-} II. O_2^- III. HO_2 IV. HO_2^-
- A. I i II B. II i III C. I, II i III D. I, II, III i IV

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Zadanie jest tak skonstruowane, że poprawne rozwiązanie można wskazać na podstawie reguły zabudowy, kojarząc, że cząsteczka tlenu musi uzyskać 1 dodatkowy elektron, tworząc jedno wiązanie kowalencyjne z atomem wodoru, lub jednoujemny anion. Można je też uzyskać, jeśli stwierdzi się w cząstce chemicznej nieparzystą liczbę elektronów. Zadanie sprawdza umiejętność rozumowania na podstawie którejś ze znanych uczniowi teorii wiązań. Odpowiedzi błędne nie wskazują tutaj szczególnych uwarunkowań wyboru związanych z treściami podręczników.

Zadanie 17.

Pewna substancja stała nie przewodzi prądu, topi się w temperaturze powyżej 1000 °C i nie rozpuszcza się w wodzie. Może to być:

- A. kryształ molekularny B. kryształ jonowy
C. kryształ metaliczny D. kryształ jonowy lub kowalencyjny

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wymienione właściwości eliminują z wyboru kryształy metaliczne (brak przewodnictwa elektrycznego) i molekularne (wysoka temp. topnienia). Wskazanie B może odpowiadać warunkom, ale nie jest pełną odpowiedzią. Znacząca część związków jonowych jest nierozpuszczalna w wodzie i licealista jest tego świadomy, bo analiza tabeli rozpuszczalności wodorotlenków i soli jest etapem rozwiązywania wielu zadań maturalnych. Celem tego zadania jest sprawdzenie wiedzy ucznia o rodzajach kryształów. Jest to zagadnienie istotne dla wiedzy chemicznej licealisty, bo większość substancji chemicznych to ciała stałe. W poddanych analizie podręcznikach występują informacje o związku właściwości substancji z rodzajem występujących w nich wiązań chemicznych i siłami międzycząsteczkowymi, ale brakuje w nich odniesień do samych kryształów. Uczniowi będzie trudno samodzielnie dokonać scalenia informacji z trzonu tego zadania i wybory mogą wynikać z uwzględnienia tylko niektórych z nich. Spodziewany jest częsty wybór A, a tylko sporadyczny C, bo wiedza o przewodnictwie metali powinna być utrwalona już na etapie gimnazjum.

Zadanie 18.

Dla której z cząsteczek do opisu wiązań hybrydyzacja orbitali atomowych jest użyteczna?

- A. O₂ B. O₃ C. CO D. wszystkich wymienionych

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Celem tego zadania jest sprawdzenie, czy uczniowie uznają hybrydyzację orbitali za zasadną w zależności od tego, czy przyjmą jako kryterium skład pierwiastkowy, czy liczbę atomów w cząsteczce. Poza poprawnymi odpowiedziami spodziewany jest większy udział odpowiedzi C, gdyż uczniowie kojarzą ten zabieg z cząsteczkami związków chemicznych. Odpowiedź D wynika z przeświadczenia niektórych (w tym autorzy podręczników), że hybrydyzować można orbitale wszystkich atomów we wszystkich cząsteczkach. Wybór A w kontekście pozostałych przypadków może być skutkiem zaznaczania losowego.

Zadanie 19.

W cząsteczce SO₂Cl₂ wolne pary elektronowe występują tylko przy atomach tlenu i chloru. Wskaż liczbę atomów tej cząsteczki, dla których zasadne jest stosowanie hybrydyzacji orbitali oraz liczbę hybrydowych orbitali centralnego atomu siarki.

- A. 1 i 4 B. 1 i 6 C. 5 i 4 D. 5 i 6

Komentarz: Poprawna odpowiedź A.

Zadanie sprawdza dwa elementy wiedzy związane z hybrydyzacją. Z informacji w zadaniu wynika, że jest 1 atom centralny (odpowiedzi A i B) i tylko dla niego stosujemy ten zabieg. Liczba hybryd (4) wynika z informacji o braku wolnych par elektronowych przy atomie siarki. Wybór odpowiedzi B może wynikać z tego, że liczbę hybrydowych orbitali uczeń kojarzy z liczbą elektronów walencyjnych atomu centralnego, a nie z jego liczbą koordynacyjną. Rozrzut odpowiedzi powinien wskazać na ile uczniowie świadomi są konieczności uwzględnienia każdego z podanych w treści zadania warunków.

Zadanie 20.

Rodzaj wiązania chemicznego decydująco wpływa na liczne właściwości substancji. Wiązania metaliczne i jonowe są całkowicie zdelokalizowane, tzn. rozciągają się na cały układ łączących się ze sobą atomów (kryształ). W niektórych substancjach o budowie cząsteczkowej, np. grafit, benzen, poliacetylen, elektrony wiązań π są zdelokalizowane.

Wymienione powyżej substancje:

- A. przewodzą prąd elektryczny i są plastyczne jak metale.
- B. przewodzą prąd, o ile delokalizacja rozciąga się na wielką liczbę atomów.
- C. wykazują charakter aromatyczny.
- D. są substancjami wielkocząsteczkowymi.

Komentarz: *Poprawna odpowiedź B.*

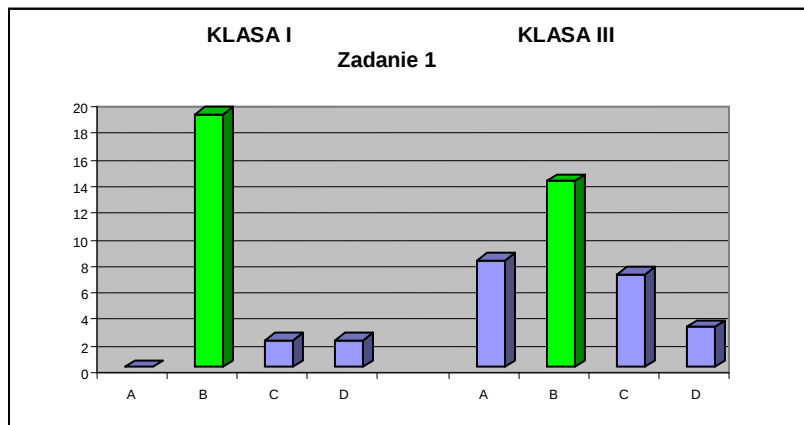
Zadanie sprawdza jak uczniowie kojarzą właściwości substancji z efektem kwantowym, jakim jest delokalizacja elektronów w substancjach cząsteczkowych. Tłem są znane im z właściwości dwie substancje (grafit i benzen) i polimer znanego węglowodoru, w którym wiązania pojedyncze i podwójne występują przemienne. Udział poprawnych odpowiedzi będzie miarą zdolności rozumowania i konfrontowania przypuszczeń ze znanymi faktami. Dystraktory nie mają tu zaplanowanej funkcji diagnostycznej. Wskazują co najwyżej na luki w wiedzy. Uczniowie klasy I nie dysponują wiedzą o benzenie i aromatyczności.

3.7.4. Wyniki badań Testem 1. - analiza i wnioski

Uwaga: Liczby na wykresach przedstawiają ilość odpowiedzi uczniów. Znak – z liczbą oznacza ilość opuszczeń odpowiedzi.

Zadanie 1.

Wyniki: klasa I – 0A, **19B** (82,6%), 2C(8,7%), 2D(8,7)
klasa III – 8A(25%), **14B**(44%), 7C(22%), 3D(9%)

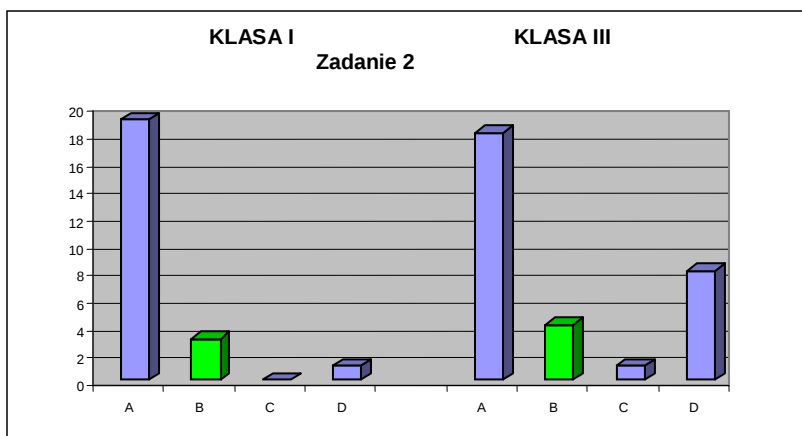


W zadaniu tym sprawdzana jest znajomość wielkości kwantowo-mechanicznych. To, które wielkości fizyczne elektronu są kwantowane, a dla których zbiór wartości to kontinuum, jest w *Podstawach Chemii Kwantowej* sprawą zasadniczą. Udział poprawnych odpowiedzi wynosił 82 % i 61 %. Lepiej wypadli tu uczniowie klas pierwszych, dla których fakty do skojarzenia były stosunkowo świeże. Spory udział odpowiedzi A w klasie trzeciej wynikać może z tego, że występujące tu wielkości są najlepiej kojarzone ze względu na korelację z położeniem pierwiastka w układzie okresowym. Część uczniów (31 % w klasie III i 17 % w klasie I) zaliczyła do wielkości kwantowanych położenie elektronu, albo położenie i pęd. To zaskakująco spory udział.

Wnioski: Przyczyny tego stanu rzeczy mogą być różne. Podstawowa, to unikanie w podręcznikach określenia orbitalu jako funkcji położenia elektronu. Jeżeli pojawia się w tekście pojęcie *funkcji falowej*, to naturalną konsekwencją powinno być wskazanie jakie są argumenty tej funkcji. Jeżeli jest podana jej interpretacja Borna, to nie jako *rozkład gęstości prawdopodobieństwa* (pojęcie zbyt abstrakcyjne dla licealisty), ale jako obszar (określony czasami w sposób niepełny) związany z całkowitym prawdopodobieństwem. Modelowanie rozkładu gęstości prawdopodobieństwa za pomocą kropek symbolizujących elektron może sugerować niektórym uczniom kwantowanie położenia. W tej grupie, która wskazała jako wielkość kwantowaną położenie, część dystansowała się od pędu. Ten ostatni występuje w podręcznikach tylko w kontekście zasady nieoznaczoności. Tym niemniej są i tacy uczniowie, dla których zasada nieoznaczoności również kojarzy się z kwantowaniem, skoro wskazują położenie i pęd jako wielkości podlegające kwantowaniu. Stwierdzenie występujące w jednym z podręczników, że pęd elektronu jest kwantowany, może być nieuprawnionym wnioskiem z teorii Bohra lub zwyczajną pomyłką.

Zadanie 2.

Wyniki: klasa I – 19A (83%), **3B** (13%), 0C, 1D (4%)
klasa III – 18A (56%), **4B** (12,5%), 1C (3%), 8D (25%), 1- (3%)

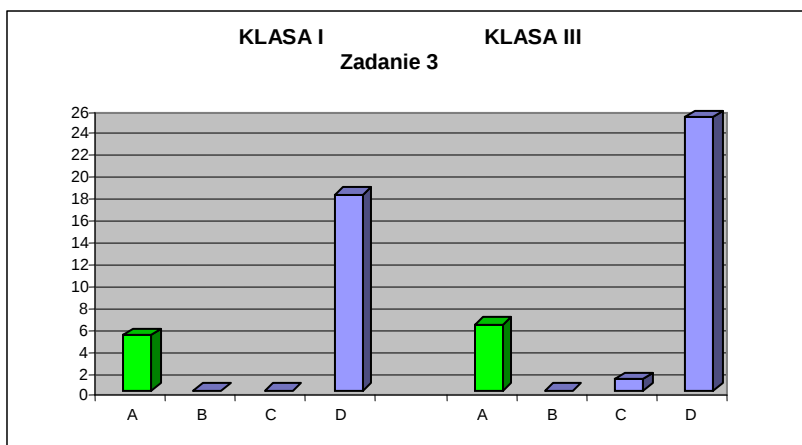


Jako dystraktorów użyto w tym zadaniu typowych dla treści podręczników odniesień do sensu fizycznego liczb kwantowych. Z tych stwierdzeń uczeń powinien dokonać wyboru najogólniejszego sformułowania, tj. prawdziwego w odniesieniu do czterech wskazanych liczb kwantowych. Zdecydowana większość (83 % i 58 %) wskazała odpowiedź A, która jest stwierdzeniem występującym w ich podręcznikach. Odpowiedzi poprawnych było w obu grupach po 13 %.

Wnioski: Sprowadzanie opisu stanu kwantowego elektronu wyłącznie do podania zestawu liczb kwantowych jest uproszczeniem o bardzo poważnych, negatywnych konsekwencjach dla rozumowania ucznia. Stan kwantowy elektronu opisuje spinoorbital, tj. funkcja falowa zmiennych przestrzennych i zmiennej spinowej oraz stowarzyszone z nią wielkości kwantowo-mechaniczne. Sprowadzenie stanu kwantowego wyłącznie do zestawu czterech liczb kwantowych prowadzić powinno do błędnego przewidywania całego szeregu zależności. Przy tym samym zestawie liczb kwantowych energie elektronów i zasięg obszarów orbitalnych w różnych atomach i jonach prostych mogą wydawać się uczniom identyczne. Rozmiary obszaru orbitalnego kojarzone są przez uczniów i nauczycieli niemal wyłącznie z wartością głównej liczby kwantowej, w oderwaniu od ładunku jądra. Jedno z zadań egzaminu maturalnego (matura, maj 2007) wymagało od uczniów określenia na podstawie diagramów przedstawiających kontury orbitali s i p zależności między wartościami liczb kwantowych dla wskazanych par orbitali. W trzonie tego zadania nie wystąpił warunek, że są to orbitale tego samego atomu, co sprawiło że kryteria poprawności przyjęte przez autora zadania i komisję opracowującą tzw. klucz odpowiedzi różniły się bardzo. W grupie trzecioklasistów znacząca część uczniów w zadaniu 2. wybrała odpowiedź D. Ten wybór może wynikać z zapisu w ich podręcznikach, zgodnie z którym „magnetyczna liczba kwantowa m określa liczbę poziomów orbitalnych związaną z ułożeniem się orbitali w przestrzeni pod wpływem zewnętrznego pola magnetycznego” (podręcznik 5., str. 18), lub z rozwiązywania większej niż pierwszoklasiści liczby zadań ćwiczeniowych, gdzie taka jak w dystraktorze interpretacja wskazywana jest dla pierwszych dwóch liczb kwantowych.

Zadanie 3.

Wyniki: klasa I – 5A(22%), 0B, 0C, 18D(78%)
klasa III – 6A(19%), 0B, 1C(3%), 25D(78%)

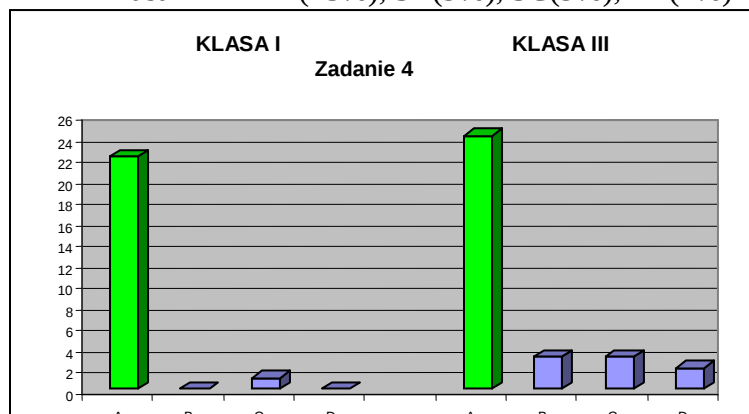


Sprawdza ono jak licealiści rozumieją pojęcie „liczba atomowa”. Większość licealistów uważa, że można ją określać zarówno poprzez ilość protonów jak i elektronów (78 % w obu badanych szkołach). Odpowiedzi poprawnych udzieliło 22 % i 19 % uczniów. Po realizacji działu poświęconego promieniotwórczości parametr ten powinien być kojarzony z jądrem atomowym i protonami. Jest to wielkość definiująca pierwiastek chemiczny, niezależnie od tego czy jest on substancją prostą, czy składnikiem związku chemicznego, a zatem jest to pojęcie podstawowe. Liczba elektronów w otoczeniu jądra pierwiastka może zmieniać się i licealista powinien być tego świadomy.

Wnioski: Ponieważ kojarzenie liczby atomowej z ilością elektronów jest przydatne przy rozwiązywaniu pewnych zadań egzaminacyjnych (egzamin gimnazjalny i matura), nauczyciele podkreślają taki właśnie sens tej wielkości, jak w odpowiedzi D. Jest to jedna z wielu sytuacji w pragmatyce szkolnej dydaktyki, gdy ze względu na rodzaje zadań i sposób formułowania pytań w arkuszach egzaminacyjnych nauczają się w szkołach pewnych zagadnień w sposób, który prowadzi do deformacji ważnych pojęć.

Zadania 4. i 5.

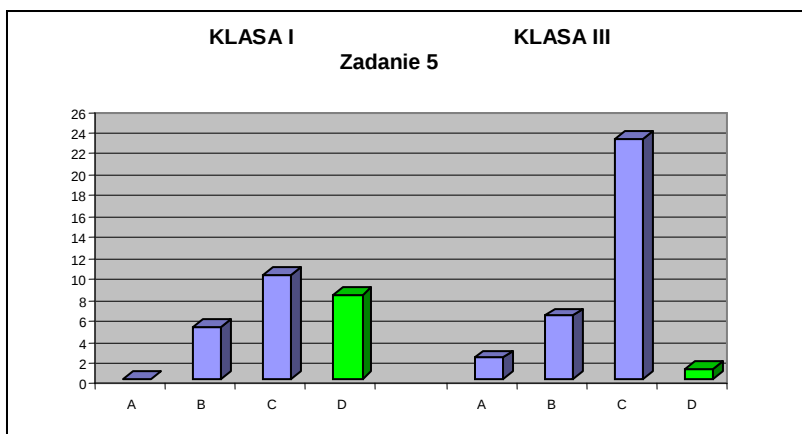
Wyniki: klasa I – 22A(96%), 0B, 1C(4%), 0D
 klasa III – 24A(75%), 3B(9%), 3C(9%), 2D(7%)



Zadanie 5

klasa I – 0A, 5B(22%), 10C(44%), 8D(34%)

klasa III – 2A(6%), 6B(19%), 23C(72%), 1D(3%)

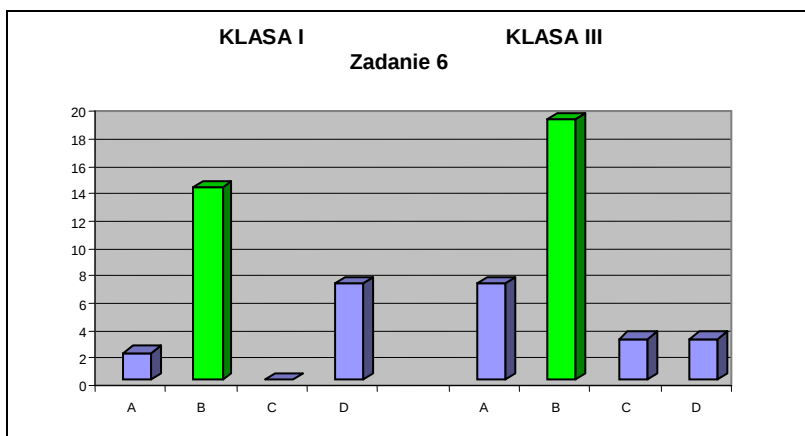


Zadania te traktować należy jako całość. Pierwsze z nich ma na celu jedynie skierowanie uwagi ucznia w stronę kwantowego modelu budowy atomu. Uczniowie wskazują tu orbital o symetrii kuli (poprawnie), zaś w zadaniu następnym mają odnieść się do kształtu atomów wodoru, helu, litu i boru. Zadania 5. sprawdza w jakim stopniu wiedza o niekulistych obszarach orbitalnych typu p wpływa na zmianę wyobrażenia o kształcie atomu, który dotychczas modelowany był jako kula. Dla gimnazjalistów atomy mają kształt kulisty, bo na tym poziomie edukacji takimi je przedstawiano. U licealistów z klas pierwszych przekonanie o kulistości atomów jest jeszcze mocno zakorzenione. 35 % pierwszoklasistów wskazało na kulisty kształt wszystkich atomów, zaś tylko 1 uczeń klasy trzeciej na 32 był podobnego zdania. Skoro podręcznik, z którego korzystają ci uczniowie informuje, że atom węgla o dwóch elektronach opisywanych orbitalami typu p przypomina kształtem „walec”, to nie jest to zaskakujące.

Wnioski: Starsi licealiści mają mniejsze zaufanie do swojej wiedzy uprzedniej wyniesionej z gimnazjum niż ich młodszy koledzy. Uproszczenie abstrakcyjnych pojęć kwantowych przez zastąpienie ich wyobrażalnymi bytami fizycznymi, takimi jak obszary orbitalne, prowadzi tutaj do deformacji rzeczywistości. Nieporozumienie wynika nie tylko z koniecznych uproszczeń pojęć, ale także ze sposobu nauczania chemii. Unika się wszelkich fizycznych uzasadnień nauczanych reguł, oraz obserwowanych różnic i podobieństw właściwości substancji. W tym przypadku pomija się centralną symetrię pola elektrycznego działającego na elektrony. W takiej sytuacji symetria ładunku elektronowego powinna być sferyczna, a kształty atomów kuliste. Każda przestrzenna orientacja układu kartezjańskiego, w którym przedstawia się kontury orbitali p jest równoprawna. Obrót takich konturów wokół początku układu współrzędnych daje symetrię sferyczną rozmieszczenia ładunku elektronów p. Taka matematyczna argumentacja jest dla ucznia liceum zbyt abstrakcyjna, aby ją zaakceptował. Nie jest też konieczna. Jeżeli jednak uczeń widzi przed sobą obiekt fizyczny (chmurę elektronową) o symetrii walca, to nie nazwie go kulą. Interpretacja orbitalu jako obszaru o istotnej gęstości elektronowej prowadzi tutaj do KA. W nauczaniu o wiązaniach chemicznych i hybrydyzacji koncepcja **obszaru orbitalnego** nie wnosi żadnych walorów dydaktycznych. Jest wręcz szkodliwa i staje się barierą w przyswajaniu nowych koncepcji, bo np. opis tworzenia się wiązań kowalencyjnych przez nakładanie obszarów zawierających ujemny ładunek jest sprzeczny z elementarną wiedzą ucznia z fizyki.

Zadanie 6.

Wyniki: klasa I – 2A(8%), 14B(61%), 0C, 7D(31%)
klasa III – 7A(22%), 19B(59%), 3C(9%), 3D(9%)

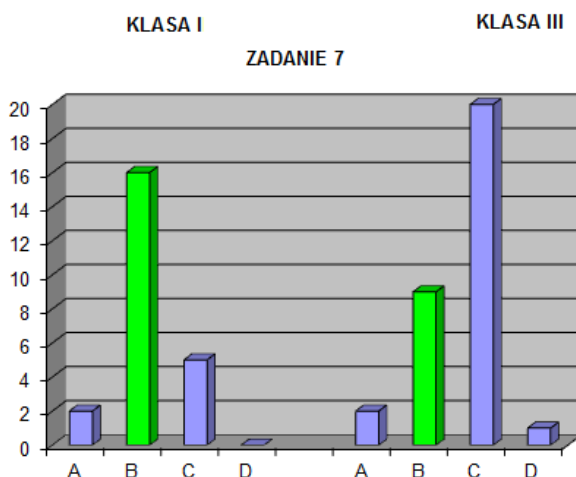


Odnosi się ono do zawartych w podręcznikach opisów orbitali jako obszarów, gdzie „gęstość elektronowa jest największa”. Większość uczniów (61 % i 59 %) wskazuje poprawną postać obszaru maksimum gęstości elektronowej, tj. sfery. Część z nich podaje jednak cały obszar odpowiadający orbitalowi s (kula – 22 % trzecioklasistów), a 35 % pierwszoklasistów zaznaczyło w odpowiedzi, że jest to pojedynczy punkt. Tę ostatnią interpretację można przynajmniej w części przypisać temu, że uczniowie liceum znają tylko funkcje jednej zmiennej, gdzie maksimum to punkt na jej wykresie.

Wnioski: Gdyby jedynym źródłem wiedzy ucznia był jego podręcznik, to wynik tego zadania byłby znacznie gorszy. Na podstawie niepoprawnych, a czasami nieporadnych językowo opisów w niektórych podręcznikach, wyobrażenia odbiorcy przekazu będą odbiegały od spodziewanych. Problemy z graficzną interpretacją obszaru maksimum gęstości elektronowej dla orbitalu 1s wynika z tego, że orbitali nie traktuje się zazwyczaj jako funkcji, a jeśli nawet, to nie określa się od czego zależą te funkcje. Diagramy w podręcznikach obrazują tylko rozkład kątowy gęstości elektronowej w atomie, a nie pełny rozkład przestrzenny. Jedynie w podręcznikach 8. i 3. można znaleźć diagramy z rozkładem radialnym dla orbitalu 1s w atomie wodoru. W podręczniku 3. jest to rozkład prawdopodobieństwa. W podręczniku 8. pod wykresami jest błędny opis. Wykresy te przedstawiają zależność gęstości prawdopodobieństwa i funkcji radialnej elektronu (str. 63 i 65), a nie jak zapisano pod tymi rysunkami prawdopodobieństwa i gęstości ładunku. Te ostatnie zależności są dla licealisty niezrozumiałe, bo na wykresach ich maksima przypadają dla zerowej odległości od jądra atomu. Obecność w podręcznikach wykresów obrazujących radialny rozkład prawdopodobieństwa jest ze wszech miar wskazana, bo pozwala wprowadzić koncepcję ekranowania jądra i np. uzasadniać zmienność promieni atomowych dla pierwiastków jednego okresu.

Zadanie 7.

Wyniki: klasa I – 2A(8%), **16B**(70%), 5C(22%), 0D
 klasa III – 2A(6%), **9B**(28%), 20C(63%), 1D(3%)



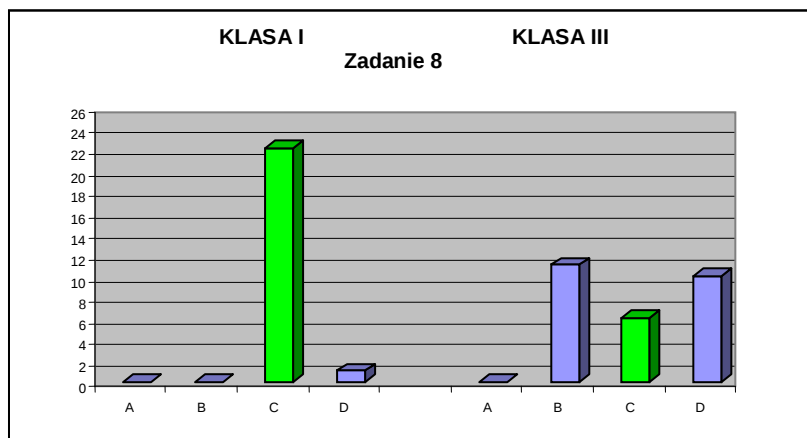
Dotyczy ono zmienności promieni atomowych w okresie i grupie. Promienie atomowe są dla ucznia liceum jednymi z najbardziej użytecznych parametrów atomowych, a okresowość ich zmian ułatwia skorelowanie z nimi innych cech atomów i pewnych właściwości pierwiastków. Zmienność promienia atomowego w grupach układu okresowego nie nastrocza uczniom problemów. Określenie odpowiedniej zależności w okresach stanowi wyzwanie, bo w podręcznikach nie znajdują jej zrozumiałego wyjaśnienia, a zapewne nie uzyskują go także z przekazu nauczyciela.

W klasie I było 70 % poprawnych odpowiedzi, podczas gdy w klasie III tylko 28 %. Zdecydowana większość trzecioklasistów (63 %) jest przekonana, że dla atomów z jednego okresu promień atomowy rośnie wraz ze wzrostem liczby elektronów.

Wnioski: Zmienność promieni atomowych w okresie jest istotnym elementem wiedzy umożliwiającym uczniowi porównywanie pierwszych energii jonizacji, pierwszego powinowactwa elektronowego, elektroujemności atomów, energii elektronów w tych samych podpowłokach i innych właściwości. Jeżeli jest podawana uczniom jako fakt do zapamiętania, to nie będzie trwałym elementem wiedzy. To wyjaśniałoby zdecydowanie lepszy rezultat uczniów klasy I, dla których był to świeży materiał nauczania. Aby uczeń i jego nauczyciel mogli przejść przez ten element programu nauczania z sukcesem konieczny jest jakiś fizyczny model, możliwy do samodzielnego odtworzenia i podręcznik szkolny powinien coś takiego proponować. Autorzy podręczników 1., 2. i 3. powiadają, że „przy tej samej liczbie powłok elektronowych ze wzrostem liczby protonów rośnie oddziaływanie jądra na elektrony”, lecz nie wyjaśniają dlaczego tak się dzieje. Brakuje wyobraźnego fizycznego uzasadnienia tego faktu i uczniowi pozostaje jego zapamiętanie. Trudność z poprawnym kojarzeniem zależności wynika stąd, że dla ucznia wzrost liczby elektronów to także wzrost sił odpychania. Rzecz w tym, że w kwantowym opisie wieloelektronowych atomów stosuje się tzw. przybliżenie jednoelektronowe, w którym nie uwzględnia się odpychania elektronów. Podręczniki licealne (wszystkie!) prezentując wyniki teorii między innymi w postaci orbitali atomowych nie informują o podstawowych założeniach modelu, z którego ta postać funkcji wynika. Jeżeli uczniowie tworzą swoje własne, całkiem racjonalne w ich mniemaniu, wyobrażenia na temat wielkości atomów w rodzaju: „Im więcej elektronów, tym większy powinien być atom”, to skutki mogą być podobne do tych w klasie trzeciej. Przyczyną poważnych różnic w wynikach może być tu też osoba nauczyciela i jego pomysłowość w uzasadnieniu tego zjawiska. Opis budowy atomu, gdzie wprowadza się efekt ekranowania jądra przez elektrony rdzenia i pojęcie ładunku efektywnego jądra, powinien być obecny w licealnych podręcznikach. To czy przedstawiany w podręcznikach model kwantowy pozwala ułatwić percepcję tej zależności w stosunku do zasięgu „obszarów orbitalnych” bada kolejne zadanie.

Zadanie 8.

Wyniki: klasa I – 0A, 0B, **22C**(96%), 1D(4%)
klasa III – 0A, 11B(34%), **6C**(19%), 10D(31%), 5-(16%)

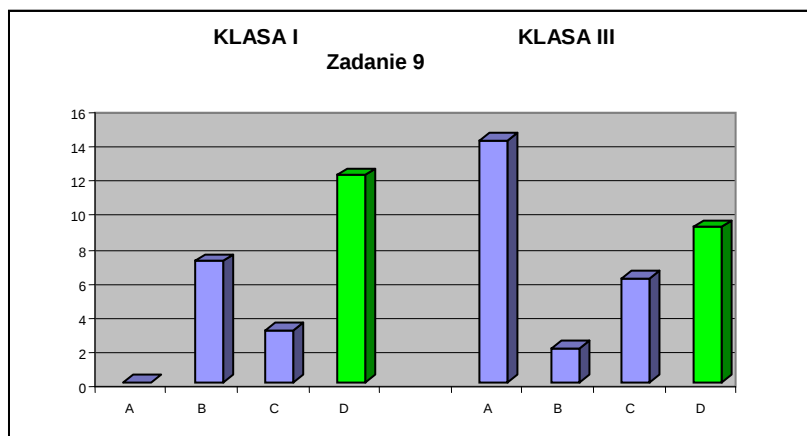


Zadanie to sprawdza w jakim stopniu wiedza ucznia z *PChK* przekłada się na wnioskowanie o rozmiarach tego samego obszaru orbitalnego w różnych atomach i jonach. Korelacja z wynikami poprzedniego zadania jest tu bardzo wyraźna. W klasie I wynik jest bardzo dobry (96 %), ale w klasie III to już tylko 19 % poprawnych odpowiedzi. Aż 37 % trzecioklasistów uważa, że promień obszaru orbitalnego 2s jest we wszystkich atomach i jonach taki sam, bo zależy tylko od wartości głównej liczby kwantowej.

Wnioski: Jeżeli podręcznik stwierdza kategorycznie, że „pełna informacja o elektronie zawarta jest w wartościach liczb kwantowych”, i tylko tyle, a nauczyciel taką tezę bezkrytycznie przyjmuje i propaguje, to rezultaty są przewidywalne. Formułując i poprzez ocenianie utrwalając pozbawione zastrzeżeń, a więc generalnie nieprawdziwe „regułki” jak: „Im większa jest wartość głównej liczby kwantowej, tym większy jest zasięg przestrzenny obszaru orbitalnego”, doprowadza do sytuacji, w której wnioskowanie jego uczniów będzie podobne, jak tych w badanej klasie trzeciej. Twierdzenie to jest prawdziwe, jeżeli dotyczy orbitali tego samego atomu lub jonu prostego. Podręczniki, które zawierają takie pozbawione założeń enuncjacje są tu głównym winowajcą, bo oprócz tego, że są źródłem informacji dla ucznia, to rzutują też na nauczanie i to jaką wiedzę egzekwuje nauczyciel. Rezultatem jest powyższa KA.

Zadanie 9.

Wyniki: klasa I – 0A, 7B(30%), 3C(13%), **12D**(52%), 1- (4%)
klasa III – 14A(44%), 2B(6%), 6C(19%), **9D**(28%), 1-(3%)



Dotyczy ono najlepiej rozumianej przez ucznia liceum wielkości kwantowo-mechanicznej elektronu, jaką jest energia. Ponieważ opis elektronu w atomie sprowadzany jest do liczb kwantowych i symetrii obszarów orbitalnych, to założono, że dla części uczniów ten sam zestaw liczb kwantowych będzie kojarzony z identyczną wartością energii elektronu. W obu grupach odpowiednio, 32 % i 52 % uczniów jest przekonanych, że energia orbitalu 1s w atomach wodoru i helu jest taka sama. Poprawnie uzasadnioną odpowiedź w tym zadaniu wskazało 52 % i 28 % . W opisie wiązań kowalencyjnych energia odpowiadająca orbitalom atomowym jest czynnikiem przesądzającym o mocy wiązania, a zatem i chemicznej reaktywności. Dla uczącego się chemii to bardzo istotna wiedza, pozwalająca np. przewidzieć i uzasadnić wyższą aktywność chemiczną fosforu niż azotu. Odpowiednia reguła wpajana licealistom na lekcjach chemii (i w podręcznikach), „aktywność chemiczna niemetali w grupie układu okresowego maleje ze wzrostem liczby atomowej”, ma uzasadnienie na gruncie budowy izolowanych atomów. Ilustrowana jest na przykładzie grupy fluorowców, gdzie budowa cząsteczkowa pierwiastków jest identyczna, ale niestety, reguła ta nie funkcjonuje w przypadku azotowców, gdzie ten warunek nie jest spełniony.

Wnioski: Pożytki z wiedzy z zakresu *PChK* zawartej w podręcznikach licealnych są dla rozumienia i wyjaśniania chemii na tym poziomie kształcenia niewielkie. Sprowadzają się głównie do uzasadnienia współczesnej formy układu okresowego, zaś przy porównywaniu właściwości substancji prostych nie dostarczają przykładów sytuacji, gdzie ich wykorzystanie przewyższa możliwości, które daje znajomość okresowości w budowie atomów. Nadmierne generalizowanie sprawia, że znaczna część licealistów wartość energii elektronu wiąże wyłącznie z wartościami liczb kwantowych, a w dodatku nie zawsze z tymi właściwymi. Przyczyny, które wynikają ze sposobu przedstawienia tych zagadnień w podręcznikach to:

- Brak rzetelnej informacji o tym, od czego zależy energia elektronu w atomie. Wygląda to tak, jak gdyby wyniki z modelu Bohra uzupełniono jedynie o wpływ pobocznej (orbitalnej) liczby kwantowej, zapominając o wzroście ładunku jądra atomu.

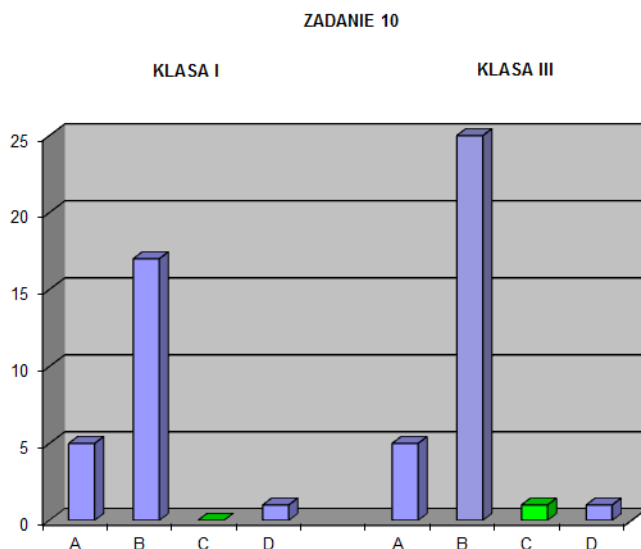
- Diagramy w podręcznikach, które ilustrują układ poziomów energii elektronów w atomie w zależności od dwóch liczb kwantowych są przedstawiane zawsze dla jednego (zazwyczaj niezdefiniowanego) atomu i odzwierciedlają jedynie kolejność energetyczną, przy czym energia poziomu 4s jest zawsze poniżej energii poziomu 3d. Od uczniów wymaga się umiejętności zapisu konfiguracji elektronowej kationów pierwiastków bloku d czwartego okresu, ale w żadnym (!) z podręczników nie ma uzasadnienia, dlaczego to elektrony podpowłoki 4s, rzekomo o niższej energii, usuwane są jako pierwsze. Na osiach energii w przedstawianych diagramach nie ma skali, ani żadnych wartości liczbowych. Taki sposób przekazu w znacznym stopniu wpływa na przekonanie ucznia o tym, że energie elektronów zależą wyłącznie od wartości liczb kwantowych. Jedynie w podręczniku K. Pazdro, można znaleźć wykres zależności energii odpowiadającej podpowłokom od liczby atomowej. Dla uwiarygodnienia znaczenia wiedzy o energiach elektronów w atomie i stanach elektronowych konieczne jest, aby na lekcjach chemii wyjaśniać pochodzenie widm atomowych (emisyjnych i absorpcyjnych) i ich charakter (niektóre z podręczników to zawierają). Jest to wstępem do wyjaśnienia takiej właściwości, jak barwa substancji. Uczniowie zmuszeni są uczyć się na pamięć barw jonów tworzonych przez niektóre pierwiastki bloku d (wymaganie egzaminacyjne), ale nie rozumieją co jest przyczyną tego, że jedne z tych jonów są barwne, a inne nie. Zapis konfiguracji elektronowej atomów i jonów prostych, który poznają, dotyczy pojedynczych izolowanych cząstek. Tego nie są zazwyczaj świadomi. Jeżeli są informowani, że barwa jonów pierwiastków bloku d ma związek z elektronami podpowłoki d, to nie wiedzą z czego to wynika. Nie potrafią też uzasadnić, dlaczego np. kationy bloku s są bezbarwne. Dla uczenia ze zrozumieniem (*meaningful*

learning) obszerniejsza wiedza o energiach elektronów w podręcznikach szkolnych jest konieczna.

Zadanie 10.

Wyniki: klasa I - 5A(22%), 17B(74%), 0C, 1D(4%)

klasa III - 5A(16%), 25B(78%), 1C(3%), 1D(3%)



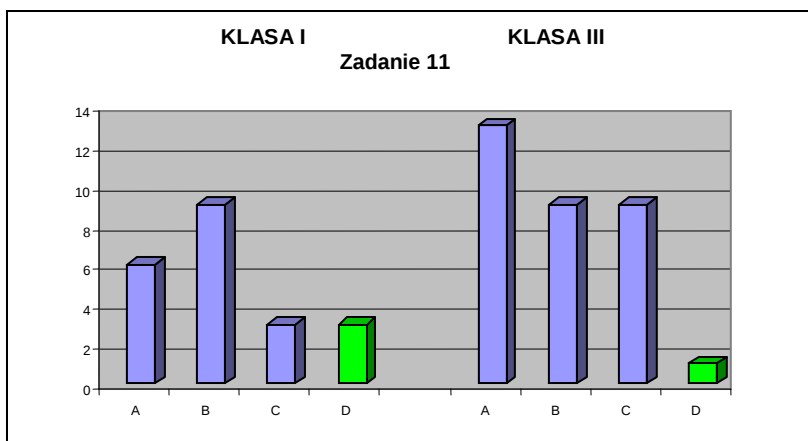
Stanowi ono podsumowanie dwóch poprzednich zadań. Sprawdza jak uczeń interpretuje stan kwantowy elektronu, jeżeli znajduje się on w różnych atomach, zaś odpowiada mu ten sam zestaw liczb kwantowych. Zgodnie z przewidywaniem, prawie wszyscy uczniowie uznali, że jest to identyczny stan. Niektórzy wskazywali też, że w obu atomach odpowiada mu taka sama energia. Była tylko jedna (!) poprawna odpowiedź w klasie III.

Wnioski: Podręczniki „opisują” abstrakcyjne **stany kwantowe** za pomocą liczb kwantowych, które dla ucznia są równie abstrakcyjne. Komentarz, że zestaw czterech liczb kwantowych w pełni określa stan elektronu jest skrótem tak dużym, że nie tłumaczy niczego, za to prowadzi uczniów do usprawiedliwionych takim przekazem, ale niezgodnych z faktami interpretacji. Na podstawie takiego opisu nie wiedzą oni jak interpretować to pojęcie. Jedyną wielkością kwantowomechaniczną, którą ogarniają jest energia, a i o tej podręcznik mówi niewiele. W zadaniach egzaminacyjnych wymagane jest określanie zakresu wartości poszczególnych liczb kwantowych, przypisywanie tych liczb elektronom wskazanej podpowłoki, zapamiętywanie zakresu ich wartości, itp. To można zapamiętać na jakiś czas, ale nic realnego stąd nie wynika. Jest to pozbawiona odniesień do chemii numerologia. Zasięg przestrzenny obszaru orbitalnego wiązany jest tylko z wartością głównej liczby kwantowej, z ignorowaniem wpływu ładunku jądra i liczby elektronów. Taki sposób przekazu z podręczników niczego uczniom nie wyjaśnia, za to przyczynia się do tworzenia przez nich KA takich jak te zawarte w dystraktorach.

Zadanie 11.

Wyniki: klasa I – 6A(26%), 9B(39%), 3C(13%), 3D(13%), 2-(9%)

klasa III – 13A(40%), 9B(28%), 9C(28%), 1D(4%)



Celem zadania było sprawdzenie jak uczniowie interpretują konfigurację elektronową atomu. Zapisywanie konfiguracji elektronowych jest jedną z najlepiej opanowanych przez uczniów umiejętności z zakresu wiedzy o atomach. Tak dobre przygotowanie wynika stąd, że jej sprawdzanie ma miejsce w każdym egzaminie maturalnym i wyniki zadań maturalnych to potwierdzają. Zadania szkolne dotyczące stanów kwantowych elektronów wymagają przypisania im elektronów zgodnie z zasadą zabudowy i regułą Hunda oraz określenia, czy zapisana konfiguracja elektronowa atomu dotyczy stanu podstawowego czy wzbudzonego. Ponieważ nie ma w wymaganiach egzaminacyjnych wyjaśniania spektralnych właściwości substancji, teorii orbitali molekularnych, ani wyjaśniania mechanizmów i stereochemii reakcji, a to wymagałoby uwzględnienia nieobsadzonych stanów elektronowych, to liczba stanów elektronowych w atomie kojarzy się uczniom albo z liczbą elektronów, albo z liczbą orbitali. Pierwsze z tych wyobrażeń jest poprawne, gdy chodzi o liczbę obsadzonych stanów, natomiast drugie jest niezgodne z opisem stanu kwantowego w podręcznikach, bo nie uwzględnia zróżnicowania magnetycznej spinowej liczby kwantowej. Potwierdzają to wyniki uzyskane w obu klasach, odpowiednio dla odpowiedzi A i B w klasie I 26% i 39% (9% stanowią opuszczenia odpowiedzi) oraz 40 % i 28 % w klasie III. Na nieograniczoną liczbę stanów elektronowych w atomie wskazało tylko 3 uczniów w klasie I i 1 uczeń w klasie III.

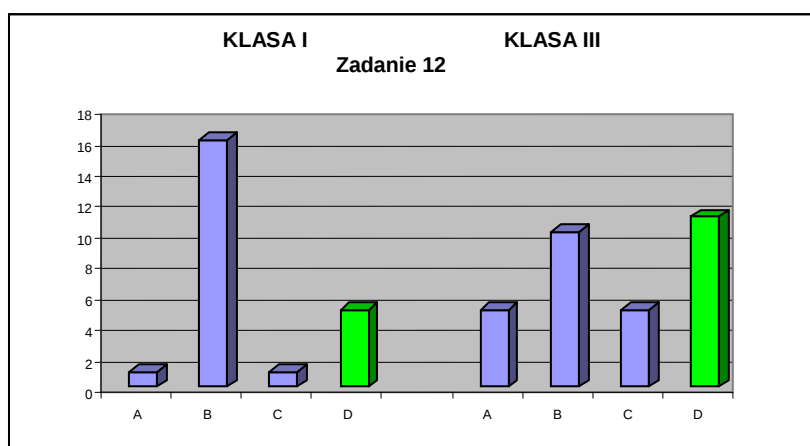
Wnioski: Sposób nauczania o konfiguracji elektronowej i interpretacja stanu elektronu sprawiają, że jest to dla licealisty wiedza o niewielkiej przydatności. Nauczanie o wiązaniach chemicznych jest w większości przypadków ograniczone do modelu wiązań Lewisa. Opis kwantowy w podręcznikach sprowadza interpretację wiązania kowalencyjnego do efektu „nakładania się” orbitali, przy czym orbitale te muszą być obsadzone pojedynczymi elektronami. Gdy zostaną wykorzystane wszystkie elektrony w atomie podczas zapisywania jego konfiguracji, to dla licealisty wyczerpuje się też zbiór orbitali, bo „orbitale” to dla ucznia zazwyczaj obszary gęstości elektronowej. W teorii orbitali molekularnych, której zarys występuje w niektórych podręcznikach, w wyniku nakładania (kombinacji liniowej) dwóch funkcji dostajemy dwie inne funkcje. Efekt wiązania wystąpi, jeśli obsadzenie elektronami tych stanów da niższą wartość energii niż dla izolowanych atomów. Jest to dla ucznia zrozumiałe, o ile orbitale traktuje on jako afizyczne obiekty, czyli funkcje. Jaki natomiast walor dydaktyczny wnosi nakładanie „chmur elektronowych”? Jest to sprzeczne z ugruntowaną wiedzą ucznia z fizyki. Czy nauczanie chemii ma być oparte o jakieś inne, nieznane mu prawa przyrody? Teoria wiązań Lewisa jest dla ucznia łatwa do zaakceptowania, bo wymaga uznania prostej zasady, ale wyjaśnienia tej zasady uczeń nie znajdzie ani w podręczniku, ani na lekcji. Nie dowiaduje się z podręczników dlaczego atomy, które w substratach posiadają już oktet elektronowy, zmieniają w wyniku reakcji sposób jego realizacji. Poza tym reguła helowca ma zastosowanie tylko dla ograniczonej liczby przypadków spośród tych, z którymi licealista musi się zetknąć. Z innych przeprowadzonych

przez autora tej pracy badań wynika, że z dwóch wzorów elektronowych cząsteczki kwasu siarkowego(VI) uczniowie wybierają jako poprawny tylko ten, gdzie w otoczeniu atomu siarki jest oktet elektronowy, zaś wzór z dwoma wiązaniami podwójnymi traktują jako zapis błędny, chociaż zetknęli się z takim na lekcjach chemii w gimnazjum. Ze względu na dotychczasowy sposób nauczania przedmiotów przyrodniczych przywiązani są do idei jednoznaczności, która w świecie rządzonego prawami mechaniki kwantowej nie ma miejsca. Sensem nauczania *PChK* w liceum powinno być między innymi przygotowanie do innego postrzegania elektronów w cząsteczkach. Skoro związany elektron jest interpretowany jako chmura ładunku, to odwzorowanie wiązań kowalencyjnych za pomocą wzoru kreskowego nie musi być jednoznaczne. Ponieważ taki zapis struktury elektronowej jest wygodny i prosty, to ze względu na możliwość realizacji innych celów edukacyjnych w liceum powinien zostać poszerzony o struktury rezonansowe.

Zadanie 12.

Wyniki: klasa I – 1A(4%), 16B(70%), 1C(4%), **5D(22%)**

klasa III – 5A(16%), 10B(31%), 5C(16%), **11D(34%), 1-1(3%)**



Zadanie to jest adaptacją zadania maturalnego (matura styczeń 2006 A2), które stanowi emanację koncepcji alternatywnych związanych z łączeniem konfiguracji elektronowej z regułą Hunda. Na podstawie konfiguracji elektronowych w stanie podstawowym jonów Fe^{2+} i Fe^{3+} uczniowie mieli wskazać jon „trwalszy” i uzasadnić swój wybór. Chemia związków żelaza wchodzi w zakres wymagań egzaminacyjnych i uczeń powinien znać właściwości redukcyjno-utleniające obu tych jonów. Wie także, że stan wzbudzony atomu lub jonu jest nietrwały. Tutaj został postawiony przed wyborem, którego kryterium jest dla niego niezrozumiałe, bo ze względu na konfigurację oba izolowane jony są trwałe. W intencji autora maturalnej wersji zadania, uczeń w wyborze poprawnej odpowiedzi powinien posłużyć się regułą Hunda. Niestety, nie ma ona zastosowania w tej sytuacji, bo porównanie dotyczy jonów z inną liczbą elektronów. W wersji tego problemu, jaką jest zadanie 12., poprawną odpowiedzią jest wybór odrzucający samą koncepcję zadania jako błędną. Takiego wyboru dokonało 22 % uczniów klasy pierwszej i 35 % uczniów klasy trzeciej. Jest to rezultat, który dla tego zadania można uznać za zaskakująco dobry. Oczekiwanym przez autora wersji maturalnej zadania uzasadnieniem większej trwałości jonu Fe^{3+} miała być reguła Hunda, więc pojawia się ona dwukrotnie w dystraktorach. Odpowiedź A należy uznać również jako poprawny wybór, ponieważ zawiera w sobie kryterium „trwałości”. Na tę opcję zdecydował się 1 uczeń klasy pierwszej i 5 uczniów klasy trzeciej. Na regułę Hunda (odpowiedzi B i C) wskazało łącznie 74 % pierwszoklasistów i 48 % trzecioklasistów, ale jej poprawniejszą wersję, wskazującą na maksymalny spin, wybrało w obu grupach odpowiednio tylko 1 i 5 uczniów.

Wnioski: W nauczaniu reguły Hunda należy zaznaczyć wyraźnie, że służy ona wyborowi takiego obsadzenia orbitali zdegenerowanych, któremu przypisać można najniższą energię i stosujemy ją dla jednego zbioru {jądro + elektrony}. W większości analizowanych podręczników sformułowanie reguły Hunda nie jest poprawne, bo mowa jest o „maksymalnej ilości niesparowanych elektronów”, a nie o maksymalnym całkowitym spinie. Tę podręcznikową opcję wybrała też większość uczniów. Dopełnieniem tej wadliwej definicji, które sprawia, że uczniowie stosują ją poprawnie, jest algorytm w podręczniku: „Zapisując konfigurację w formie klatkowej najpierw stawiamy pojedyncze strzałki skierowane w górę”. Taka algorytmizacja nasuwa podejrzenie KA polegającej na tym, że elektronowi niesparowanemu o $m_s = 1/2$ w izolowanym atomie przypisuje się niższą energię niż temu o $m_s = -1/2$. Taka koncepcja została potwierdzona w zadaniu próbnej matury tego samego autorstwa co cytowany algorytm. Oto treść zadania z autorską koncepcją jego rozwiązania.

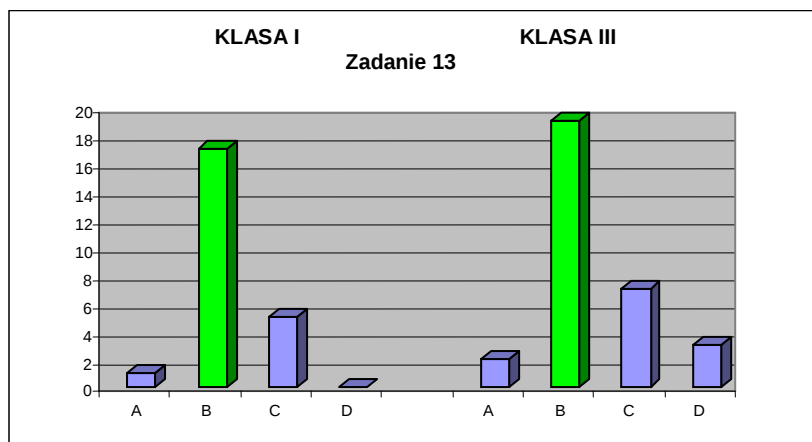
Zadanie xxx „Poniżej podano liczby kwantowe opisujące stan elektronu w pewnym atomie. Odpowiedz, czy elektron opisany tymi liczbami kwantowymi jest elektronem sparowanym, czy niesparowanym. Uzasadnij swoją decyzję. $n=1, l=0, m=0, m_s=-1/2$
Odpowiedź autora: „Sparowanym, gdyż spinowa liczba kwantowa przyjmuje wartość $-1/2$ dla drugiego elektronu zapelniającego dany orbital” (KA).

Sensowna odpowiedź na tak sformułowany problem powinna brzmieć: „Niesparowany, jeśli to elektron atomu wodoru i sparowany w przypadku innych atomów”, bez powoływania się na wartość m_s .

Zadanie 13.

Wyniki: klasa I – 1A(4%), **17B**(74%), 5C(22%), 0D

klasa III – 2A(6%), **19B**(59%), 7C(22%), 3D(9%), 1-(3%)



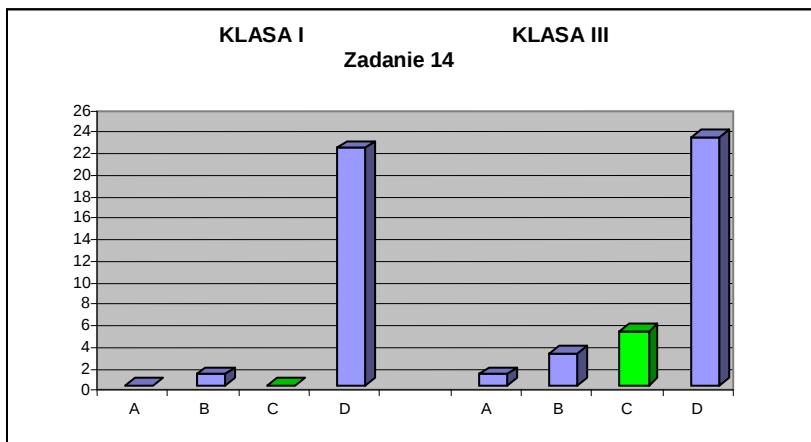
Zadanie to miało sprawdzić jak uczniowie interpretują regułę Hunda w wersji z podręcznika. Odpowiedź C, której wybór jest dosłowną, i błędną zarazem, interpretacją przekazu podręcznikowego wybrało 22 % uczniów obu szkół. Większość (74 % i 59 %) wybrała poprawną odpowiedź.

Wnioski: Wyćwiczone w szkole algorytmy częściowo zredukowały liczbę odpowiedzi, które powinny wynikać z opisu zawartego w podręcznikach. Takiego sformułowania reguły Hunda, że najniższa energia odpowiada konfiguracji o największej liczbie niesparowanych elektronów nie powinno być w podręcznikach, bo jej dosłowna interpretacja prowadzić może do błędnych wniosków i interpretacji, jak w wypadku autorów wyżej cytowanego zadania xxx.

Zadanie 14.

Wyniki: klasa I – 0A, 1B(4%), **0C**, 22D(96%)

klasa III – 1A(3%), 3B(9%), **5C(16%)**, 23D(72%)



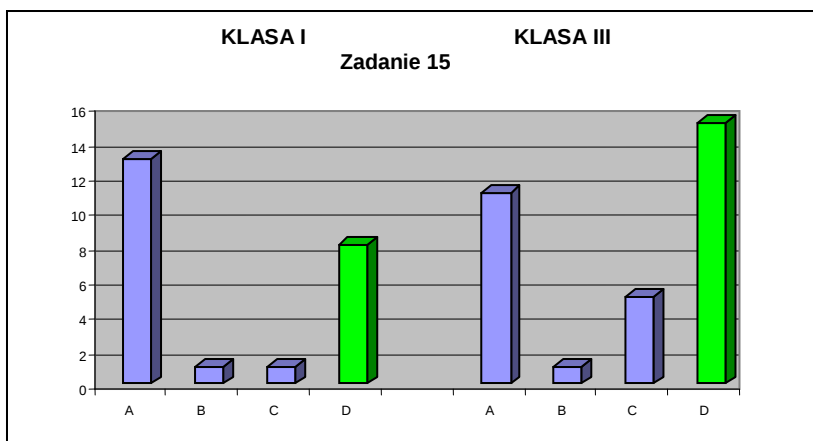
W wypadku tego zadania sprawdzano jak wiedza o orbitalach atomowych funkcjonuje w odniesieniu do liczby wiązań, które może tworzyć atom pierwiastka. Wybranymi atomami były atomy węgla, azotu i siarki. Przypadek atomu węgla jest dla ucznia po gimnazjalnym kursie chemii oczywisty. 96 % i 72 % uczniów w obu klasach uważa, że atom azotu może tworzyć więcej niż cztery wiązania kowalencyjne. Jedynie w klasie trzeciej 5 na 32 uczniów wskazało poprawną odpowiedź. W klasie pierwszej nie było żadnej poprawnej odpowiedzi.

Wnioski: Kojarzenie liczby tworzonych wiązań wyłącznie z liczbą elektronów walencyjnych lub z nauczaną w gimnazjum wartościowością pierwiastka jest powszechne. Uczniowie nie uwzględniają liczby orbitali atomowych w powłoce walencyjnej dla określenia liczby możliwych do utworzenia przez atom wiązań. Oznacza to, że teoria orbitali atomowych odniesiona do zastosowania podstawowego dla licealisty nie funkcjonuje. To co powinno być narzędziem do analizy problemu, nie jest z tym problemem kojarzone. Przyczyną główną takiego stanu jest to, że autorzy podręczników szkolnych nie przedstawiają klarownej koncepcji orbitali atomowych, ani tego, czemu mają one służyć i co wyjaśniać. Nie ma więc podstaw, aby uczniowskie koncepcje w tym zakresie uległy zmianie. Wiedza uprzednia (liczba elektronów walencyjnych = liczbie wiązań) jest ugruntowana szczególnie mocno u pierwszoklasistów, co potwierdza w ich wypadku brak poprawnych odpowiedzi!

Zadanie 15.

Wyniki: klasa I – 13A(57%), 1B(4%), 1C(4%), **8D(35%)**

klasa III – 11A(34%), 1B(3%), 5C(16%), **15D(47%)**



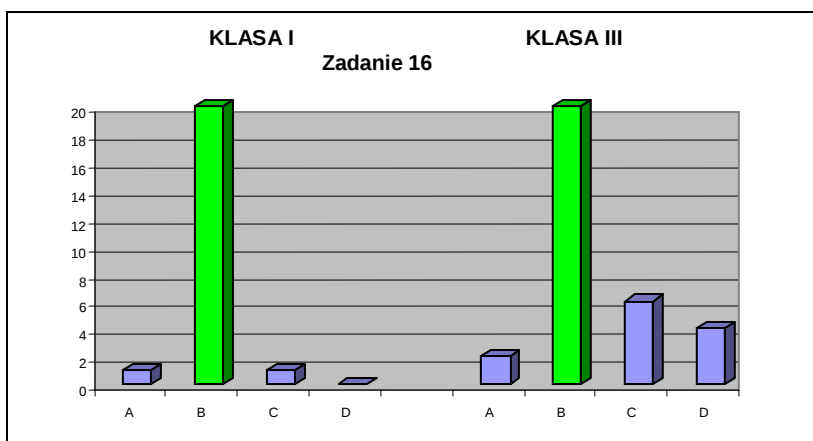
Bada ono uwarunkowania wyborów w zadaniu poprzednim. Zawiera w trzonie wzmiankę, że należy brać pod uwagę także wiązania donorowo – akceptorowe. Ta wskazówka powinna skierować rozumowanie ucznia w stronę poszukiwania pustych orbitali. Tym razem 35 % w klasie pierwszej i 47 % uczniów w klasie trzeciej wskazało, że liczba wiązań kowalencyjnych z uwzględnieniem koordynacyjnych zależy także od ilości orbitali w powłoce walencyjnej atomu.

Wnioski: Wyniki zadania 15 świadczą jedynie o tym, że część z uczniów, jeżeli zostanie odpowiednio ukierunkowana, potrafi przeanalizować problem i zastosować wyuczoną wiedzę. Zmiana koncepcji związanych z tworzeniem wiązań kowalencyjnych, jaka powinna się dokonać w umyśle ucznia tym zakresie, wymaga przygotowania go do porzucenia poprzednich poglądów. Konieczne są w podręcznikach przykłady takich problemów, których rozwiązanie wymaga zastosowania koncepcji orbitali molekularnych i wyjścia poza model oktetu elektronowego. Nie tylko liczba elektronów walencyjnych atomu jest tu istotna. Należy wziąć pod uwagę także liczbę orbitali w jego powłoce walencyjnej i te orbitale muszą być traktowane jako funkcje. Jakiś minimalny zarys teorii orbitali molekularnych jest w podręczniku konieczny, bo w odniesieniu do problemu postawionego w zadaniu poprzednim oktet elektronowy atomu azotu nie może być przekroczony, natomiast wobec atomu siarki ta zasada już nie funkcjonuje. Takiego przekazu w tekstach podręczników używanych w obu szkołach brakuje

Zadanie 16.

Wyniki: klasa I – 1A(4%), 20B(92%), 1C(4%), 0D

klasa III – 2A(6%), 20B(62,5%), 6C(19%), 4D(12,5%)



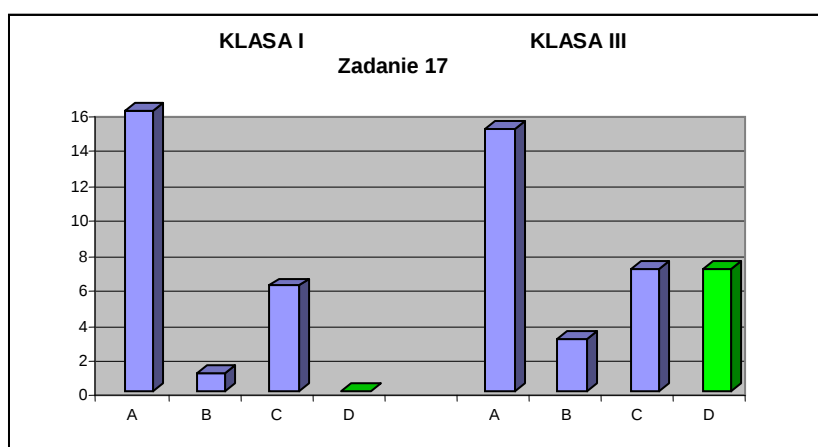
Wykonując to zadania uczniowie na podstawie liczby elektronów walencyjnych i znajomości reguł zabudowy orbitali muszą rozpoznawać wolne rodniki wśród cząstek chemicznych o podanym składzie atomowym i ładunku. Ponieważ wszystkie opcje wyboru są cząstkami chemicznymi zawierającymi w składzie dwa atomy tlenu, to w trzonie zadania jest wzmianka o obecności dwóch niesparowanych elektronów w cząsteczce O_2 . Zapewne fakt ten nie jest im znany, bo w ich podręcznikach nie ma nic na ten temat. Informacja ta plus znajomość reguły zabudowy powinny doprowadzić ucznia do wniosku, że wolny rodnik powstanie, gdy cząsteczka tlenu przyłączy jeden elektron, lub atom z jednym elektronem. Inną przesłanką dokonania poprawnego wyboru może być nieparzysta liczba elektronów w przekształconej cząsteczce tlenu. Wyniki są dobre, gdyż jak na nietypowy dla ucznia przykład zadania, aż 92 % i 63 % odpowiedzi było poprawnych.

Wnioski: Wynik tego zadania nastraja optymistycznie co do możliwości intelektualnych licealistów. Jeżeli otrzymują odpowiednie przesłanki w poleceniu i nie przeszkadza im zdeformowana wiedza nabyta w szkole z podręcznika, to wnioski z przeprowadzonego rozumowania w dużym stopniu mogą być poprawne. Jeżeli nauczaniu o orbitalach towarzyszyłyby odpowiednie przykłady, w których stosowanie wiedzy o tych obiektach byłoby konieczne, to wyniki nauczania mogłyby być lepsze niż wtedy, gdy wymaga się od nich zapamiętywania i odtwarzania niezrozumiałych reguł i pozbawionych racjonalnych uzasadnień algorytmów.

Zadanie 17.

Wyniki: klasa I – 16A(70%), 1B(4%), 6C(26%), 0D

klasa III- 15A(47%), 3B(9%), 7C(22%), 7D(22%)



Zadanie sprawdza umiejętność kojarzenia właściwości substancji stałych z rodzajem wiązań i oddziaływań w kryształach. Wybrane właściwości to przewodnictwo elektryczne w stanie stałym, temperatura topnienia i rozpuszczalność w wodzie. Mimo iż odnosi się ono w zasadzie do wiedzy programowej, uzyskane wyniki są zaskakująco niskie – 0 % i 22 % poprawnych odpowiedzi. Największy procent wskazań to wybór kryształu molekularnego, co odpowiada dwu, spośród trzech wskazanych w tekście zadania właściwości. Zaskakujący jest wybór kryształu metalicznego (26 % i 22 % odpowiedzi), chociaż opisana substancja nie przewodzi prądu. Niewielkie ilości (4 % i 9 %) odpowiedzi częściowo poprawnych odpowiadają dość dobrze omówionym w podręcznikach kryształom jonowym.

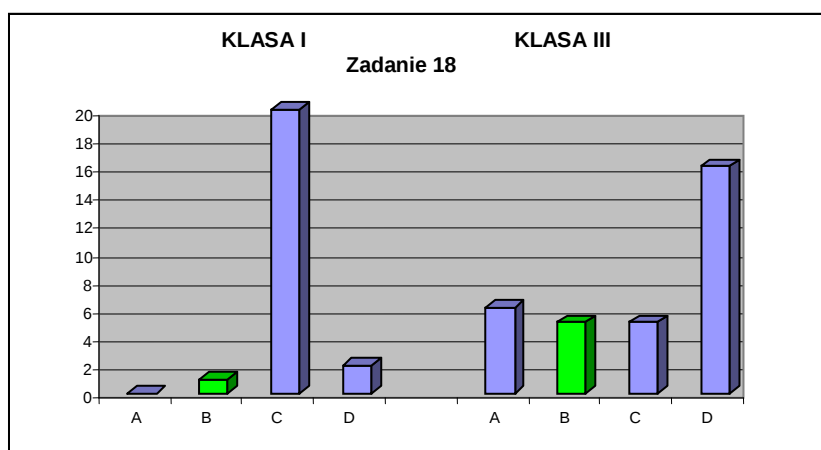
Wnioski: Podręczniki, z których korzystają uczniowie obu szkół, zawierają stosowne informacje potrzebne do wykonania tego zadania. W przypadku klasy I są one zablokowane w jednym krótkim rozdziale kończącym przekaz wiedzy o wiązaniach chemicznych. Podczas omawiania chemii pierwiastków ci uczniowie zetkną się jeszcze z pojęciami kryształ

kowalencyjny (w odniesieniu do SiO_2 oraz diamentu) i kryształ jonowy. Wówczas wynik tego zadania może być dla tej grupy inny. Uczniowie klasy trzeciej mieli na początku kursu obszerny wykład o typach kryształów (w sumie 10 stron tekstu), ale nie ma w ich podręczniku odrębnego działu tematycznego poświęconego związkom pierwiastków bloku s i p, gdzie mogłyby pojawić się przykłady substancji tworzących kryształy molekularne, kowalencyjne i jonowe. Informacje, które dotyczą wiedzy o związkach tych pierwiastków są bardzo skromne i rozproszone. W dodatku brakuje odniesień do tej obszernej wiedzy teoretycznej przy omawianiu właściwości poznawanych substancji. Taki sposób ujęcia problemów może być wystarczający dla wykładu akademickiego, ale na studiach chemicznych aplikacja wiedzy z wykładów ma miejsce na zajęciach o charakterze ćwiczeniowym. Podręcznik dla liceum powinien pokazywać wprost czemu służą przedstawiane w nim teorie chemiczne. Taka wiedza, która w praktyce szkolnej nie znajduje zastosowań do rozwiązywania problemów jest wymazywana z pamięci ucznia jako coś nieużytecznego i zbędnego.

Zadanie 18.

Wyniki: klasa I – 0A, **1B**(4%), 20C(87%, 2D(9%)

klasa III – 6A(19%), **5B**(15,5%), 5C(15,5%), 16D(50%);



Wyniki tego zadania będą świadczyły, czy uczniowie są świadomi tego, do czego może służyć wiedza na temat hybrydyzacji orbitali atomowych. Wybór takiego problemu jest związany zarówno z brakiem stosownego uzasadnienia w podręcznikach, jak też stosowaną w niektórych z nich praktyką hybrydyzacji orbitali wszystkich atomów w cząsteczce. Połowa uczniów klasy trzeciej uważa, że hybrydyzację orbitali stosuje się w przypadku wszystkich cząsteczek, w tym także dwuatomowych. 87 % pierwszoklasistów uważa, że dotyczy ona cząsteczki związku chemicznego (CO), zaś nie jest przydatna dla cząsteczki pierwiastka - O_3 . Jedną z podręcznikowych KA jest sposób wykorzystania hybrydyzacji orbitali atomowych. W podręczniku 1. (str. 90 – 91), dla tej ostatniej cząsteczki, hybrydyzacji poddano orbitale wszystkich trzech atomów tlenu, myląc liczbę elektronów walencyjnych i przypisując przy okazji jednemu orbitalowi π aż 4 elektrony. Do zamieszania odnośnie koncepcji hybrydyzacji orbitali przyczynia się również niedbały język w podręcznikach i różnego rodzaju materiałach ćwiczeniowych dla maturzystów, bardzo intensywnie eksploatowanych przed egzaminem. „Określ hybrydyzację atomu ...” jest zwrotem nader często spotykanym. Udział odpowiedzi poprawnych w tym zadaniu to 16 % i 4 %.

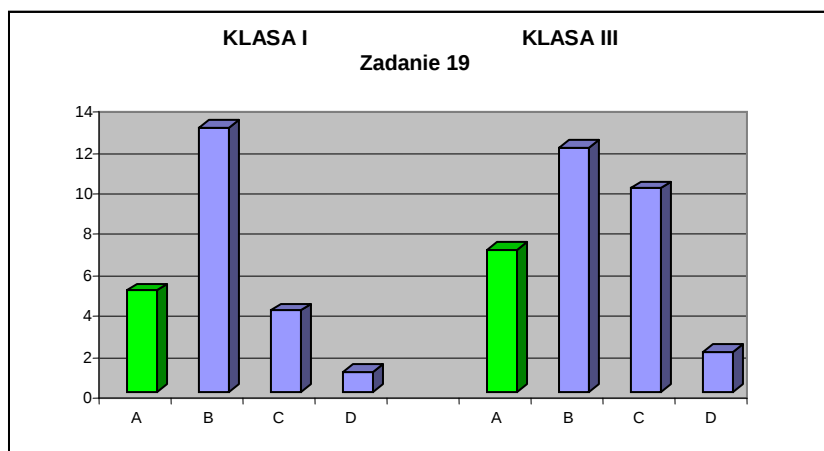
Wnioski: Określanie typu hybrydyzacji atomów na podstawie składu cząsteczek w obu podręcznikach jest zestawem hermetycznych reguł, których uzasadnienia uczniowie nie poznają. Dopiero w części poświęconej chemii organicznej okazuje się, że liczbę przestrzenną

atomu można po prostu „zobaczyć” w zapisie struktury cząsteczki. Reguły wcześniej prezentowane nie znajdują tu już zastosowania. Wynik tego zadania pokazuje, że proponowana przez autorów koncepcja nauczania o hybrydyzacji orbitali, w częściach obu podręczników poświęconych wiązaniom chemicznym, jest niewłaściwa i prowadzi do KA. To samo zagadnienie nie nastrocza uczniom problemów w przypadku atomów węgla w związkach organicznych, gdzie nie występują wolne pary elektronowe. To widać w wynikach zadań z matury. Należałoby więc stosować tę samą metodę ustalania liczby przestrzennej atomu we wszystkich sytuacjach, posługując się wzorami elektronowymi zapisanymi na podstawie teorii wiązań Lewisa.

Zadanie 19.

Wyniki: klasa I – 5A(22%), 13B(57%), 4C(17%), 1D(4%)

klasa III – 7A(22%), 12B(38%), 10C(31%), 2D(6%), 1- (3%)



Zadanie to jest rozszerzeniem zadania poprzedniego o dodatkowy wymóg, jakim jest wskazanie liczby hybrydowych orbitali jednego atomu centralnego cząsteczki, jakim w tym wypadku był atom siarki. Spośród pierwszoklasistów 22 %, a spośród trzecioklasistów 38% uważało, że należy hybrydyzować orbitale wszystkich atomów. Pomimo informacji o tym, że atom centralny nie posiada wolnych par elektronowych i połączony jest z czterema innymi atomami, tzn., że jego liczba przestrzenna wynosi 4 (B+D), aż 61 % i 45 % błędnie zaznaczyło liczbę orbitali hybrydowych. Odpowiedzi poprawnych było po 22 % w obu grupach.

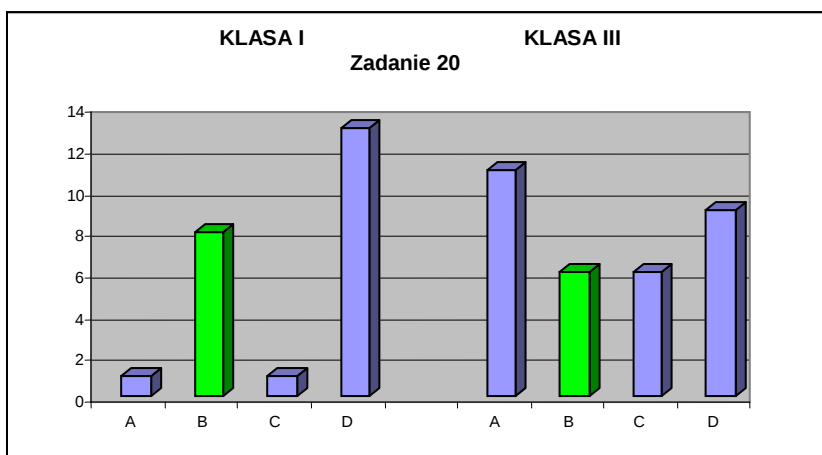
Wnioski: Wyniki analizy treści odpowiednich podręczników (5. i 4.) i wyniki obu zadań poświęconych hybrydyzacji dowodzą, że nauczanie tego zagadnienia, oparte o licealny podręcznik jest nieskuteczne. Jakość wykładu w obu podręcznikach używanych w tych szkołach jest fatalna ze względu na nieprecyzyjny język, a sam przekaz jest zbyt rozwlekły (odpowiednio 12 i 9 stron). Uczeń po lekturze nie wie ostatecznie czy jest to operacja tylko na orbitalach, czy także na elektronach, bądź nawet na atomach. Brakuje klarownych instrukcji po co i jak to się robi. W podręczniku 5. podany jest związek typu hybrydyzacji z liczbą przestrzenną atomu, ale uczeń nie dowie się jak w prosty sposób wyznaczyć ten parametr. Zamiast tego do zapamiętania są trzy formuły typu przepis z książki kucharskiej, osobno dla cząsteczki, kationu i anionu, bez żadnej ich racjonalizacji i uzasadnienia. W podręczniku 4. są omawiane wybrane przypadki i brakuje wskazań jakiejś ogólnej metody ustalania rodzaju hybrydyzacji. Większość uczniów nie zrozumie też celowości takiego zabiegu, jak hybrydyzacja. Modele graficzne licznie prezentowane w podręcznikach zawierają przedstawienia orbitali atomowych i orbitali hybrydowych z elektronami, gdzie dodatkowo wprowadza się pojęcie „wzbudzenia atomu”. To pogłębia chaos, bo może prowadzić ucznia

do wniosku, że hybrydyzacja to jakieś zjawisko, w którym uczestniczą elektrony. Takie stwierdzenie można znaleźć w podręczniku 4. Najgroźniejszą dla ucznia KA, którą można spotkać w podręcznikach, jest silnie akcentowane twierdzenie, że to hybrydyzacja przesądza o kształcie cząsteczki. Takie sformułowanie sugeruje realne zjawisko fizyczne. Jeżeli zaznaczone zdanie pojawiłoby się w zadaniu maturalnym typu Prawda/Falsz, to premiowanym wyborem będzie zapewne „Prawda”.

Zadanie 20.

Wyniki: klasa I – 1A(4%), **8B**(35%), 1C(4%), 13D(57%)

klasa III – 11A(34%), **6B**(19%), 6C(19%), 9D(28%)



Zadanie to sprawdza, jak uczeń interpretuje właściwości znanych substancji w związku z obecnością w ich cząsteczkach zdelokalizowanych elektronów wiązań π . Ten rodzaj wiązań występuje w podręcznikach w kontekście takich cech jak aromatyczność i przewodzenie prądu przez grafit. Liczba poprawnych odpowiedzi (35% i 19%) nie jest może wynikiem budującym, ale w zadaniu wymagana jest zdolność analizy informacji i zestawiania wskazanych właściwości z cechami struktury wymienionych w trzonie zadania substancji. Jest to wynik są raczej typowy dla licealistów z klas o profilu biologiczno – chemicznym, bo zadania tego rodzaju sprawiają uczniom trudność.

Wnioski: Umiejętność łączenia wiedzy o cechach wiązań i rodzajach struktur z właściwościami substancji i materiałów jest u licealistów słaba, bo ich podręczniki mają taką strukturę treści, gdzie nie występuje łączenie prezentowanych koncepcji, modeli i teorii z ich zastosowaniami. Sprawdzanie tej umiejętności w odpowiednich zadaniach pokazuje, że ich samodzielne rozwiązanie jest dla ucznia często zbyt trudne. Poruszając zagadnienie *delokalizacji* w tym zadaniu zrezygnowano ze sprawdzenia z czym uczniowie kojarzą ten termin. Powinni odnosić go do wiązań i do uczestniczących w nich elektronów. W stosunku do orbitali molekularnych używa się określenia *wielocentowe*. Skoro w podręczniku 1. przy opisie wiązań w cząsteczkach ozonu i benzenu jest stwierdzenie, że jeden „obszar orbitalny” (w terminologii podręcznika odpowiada to orbitalowi) π jest zajmowany przez odpowiednio 4 i 6 elektronów, to stawianie pewnych pytań uczniom liceum byłoby niecelowe.

3.7.5. Przesłanki wyboru tematyki zadań Testu 2. i zadania testowe

Koncepcje alternatywne uczniów związane z energetyką reakcji chemicznych, których źródłem są szkolne podręczniki, muszą należeć do tych pospolitych, bo wiedza licealisty o energii, cieple, pracy (związanej z przemieszczeniem ciała i pracy elektrycznej) oraz temperaturze pochodzi z edukacji gimnazjalnej i jest skromna. Podręcznik dla licealisty powinien być źródłem podstawowych informacji z tego zakresu, a tych brakuje lub nie są wystarczające. Nauczanie elementów termodynamiki na lekcjach fizyki w liceum miało miejsce po kursie termochemii, zatem uczniowie nie mogli konfrontować różnych sposobów ujęcia wspólnych zagadnień.

Celem niniejszej pracy obszarze termochemii było zbadanie, czy występują tu i w jakim zakresie KA zakładane na podstawie analizy podręczników. Zadania testu dotyczyły znajomości podstawowych pojęć, faktów, i praw, które występują w wymaganiach maturalnych. W zakresie sprawności uczniowskich zadania testu badały sposób interpretowania wielkości termochemicznych. Zadania te nie sprawdzały umiejętności przeprowadzania przez uczniów obliczeń efektów cieplnych.

Z badań przeprowadzonych przez Nurrenberna i Pickeringa (1987) oraz Pickeringa (1990) wynika, że sprawność w rozwiązywaniu zadań rachunkowych z tego obszaru, oparta jest głównie na wyuczonych strategiach i algorytmach, co nie wiąże się z koniecznością rozumienia samych koncepcji będących ich podstawą. Do podobnych wniosków doszli także Nakhleh i Mitchell (1993).

Jeżeli w liceum w nauczaniu termochemii wykorzystuje się pojęcie *funkcja stanu*, to powinno być ono komplementarne w stosunku do opartego o kontekst nauczania o temperaturze i cieple we wcześniejszych etapach edukacji przyrodniczej, oraz wykorzystywać wiedzę o energii z wcześniejszych lekcji chemii w liceum. Tak więc, jeśli temperatura układu o stałym składzie chemicznym i fazowym (warunek zasadniczy) wzrosła, oznacza to, że układ pobrał ciepło, a jeśli jego temperatura obniżyła się, to ciepło zostało z układu odprowadzone. Takie proste wnioskowanie jest przydatne, gdy uczeń ma zastosować regułę przekory dla zmiany temperatury w stanie równowagi. Uczniowie powinni też kojarzyć znaki entalpii podczas zmian stanów skupienia substancji. Wystarczy, że odwołają się do modelu submikroskopowego takich przemian i oddziaływań międzycząsteczkowych. Nie ma potrzeby wykonywania obliczeń, aby określić tylko sam znak entalpii parowania czy topnienia.

Inne ważne dla oceny jakościowej efektu cieplnego reakcji reguły, to wnioski wynikające z nauczanej wcześniej teorii wiązań:

- Gdy cząsteczka powstaje z pojedynczych atomów, wydzielą się ciepło.
- Jeżeli jony w stanie gazowym łączą się w kryształ jonowy, uwalniana jest energia (na sposób ciepła).

Fakty związane z nauczaniem o atomach istotne dla termochemii to:

- Entalpie jonizacji wszystkich atomów są dodatnie.
- Pierwsze powinowactwa elektronowe (entalpie) niemetali są ujemne (oprócz azotu).

Termochemia jest w polskich podręcznikach szkolnych traktowana jako formalno - teoretyczny dział programu. Formalizm dotyczy:

- Po pierwsze: znajomości pojęć termochemii takich jak standardowa entalpia reakcji, molowe standardowe entalpie tworzenia i spalania, stan standardowy substancji, energia wiązania, reakcja egzo- i endotermiczna, funkcja stanu, równanie termochemiczne.
- Po drugie: znajomości pierwszej zasady termodynamiki i jej szczególnej chemicznej wersji, jaką jest prawo Hessa.

KA odnośnie istoty podstawowego prawa termodynamiki (prawo Hessa) oraz znaczenia wielkości termodynamicznych, takich jak funkcje stanu (wybrane) i wynikających z ich zmian konsekwencji, są obecne w używanych przez uczniów podręcznikach. Błędna interpretacja energetyki reakcji chemicznej na podstawie obserwacji jej kinetyki jest obecna w niektórych podręcznikach i w umysłach wielu nauczycieli. O tym ostatnim świadczy pospolity typ zadania w publikowanych przez nich arkuszach ćwiczeniowych. Wnioskowanie, że reakcja jest endotermiczna jeżeli jej przebieg wymaga podwyższenia temperatury jest bezzasadne. Inne KA mogą powstać w rezultacie przyjęcia podręcznikowych twierdzeń za prawdy absolutne, podczas gdy są one prawdziwe przy spełnieniu określonych założeń, których autorzy jednak w tekście nie zamieszczają.

Brakuje w podręcznikach licealnych przykładów łączenia wielkości efektów energetycznych reakcji z energetyką wiązań i przemian fazowych, zatem nowa wiedza jest słabo integrowana z wcześniejszą i ten aspekt może być przyczyną trudności w ustalaniu pewnych jakościowych ocen energetyki reakcji. W szkołach A i B, w których przeprowadzone zostały badania, używane są inne podręczniki. Ustalenie wpływu ich przekazu na koncepcje alternatywne uczniów może być w przypadku niektórych problemów przedstawionych w Teście 2. oczywiste. Konstrukcja zadań tego testu nie była jednak podporządkowana zapisom tylko w tych dwóch podręcznikach. Odpowiedzi miały ujawnić czy, i ewentualnie w jakim zakresie, występują zakładane na podstawie analizy treści różnych podręczników, niepożądane skutki stosowanych w nich sposobów nauczania termodynamiki. Zmienną, której znaczenia dla wyborów uczniów w tych zadaniach nie można przewidzieć, jest osoba nauczyciela. Jeśli chodzi o podręczniki używane w dwóch szkołach, gdzie przeprowadzono badania, to przyjęta w tych podręcznikach metodologia nauczania termodynamiki oraz obecne w nich KA przedstawiają się następująco.

Podręcznik 4. (szkoła A) definiuje entalpię reakcji jako „**ciepło** pochłaniane lub wydzielane przez reagujące substancje, zmierzone pod stałym ciśnieniem”, a treść prawa Hessa brzmi następująco: „Efekt **energetyczny** danego procesu nie zależy od drogi, jaką on przebiega, ale tylko od stanu początkowego i końcowego”. Nie występuje w żadnej części tego podręcznika pojęcie **funkcja stanu**, a efekt cieplny (entalpia reakcji) w obliczeniach traktowany jest jako efekt energetyczny. Obliczanie entalpii reakcji w oparciu jest tu na dwóch ilustrowanych licznie i bardzo szczegółowo (przykładowe rozwiązania to ponad 20 stron tekstu!) metodach: I – konstrukcji cykli termodynamicznych i II – sumowaniu równań reakcji. Uczniowie nauczani są algorytmów obliczeń, ale nie są świadomi ani ich pochodzenia, ani uwarunkowań. Dla poprawnego rozumienia koncepcji termodynamicznych, a także dla samodzielnego rozumowania ucznia, podręcznik 4. nie jest dobrym przewodnikiem.

Podręcznik 5. w rozdziale „Efekty energetyczne reakcji chemicznych” rozpoczyna się od wprowadzenia I zasady termodynamiki i pojęcia *funkcja stanu*. Pomimo tego, że poprzedzający obliczenia termodynamiczne wykład nie jest wolny od nieścisłości i błędów, to znajomość właściwości funkcji stanu umożliwia uczniowi względną samodzielność w obliczeniach efektów cieplnych. W tym rozdziale występuje jednak fatalna KA polegająca na kojarzeniu objawów kinetycznych reakcji z jej efektem cieplnym. Pod opisem doświadczenia polegającego na redukcji tlenku miedzi(II) wodorem zamieszczono następujący komentarz jego wyniku: „Wstrzymanie ogrzewania próbówki powoduje ustanie reakcji, co świadczy o tym, że reakcja wymaga dostarczenia energii cieplnej z otoczenia do układu”. Wniosek z obserwacji nie dość, że jest nieuprawniony, to w dodatku wybrano do jego ilustracji reakcję egzotermiczną. W zadaniach kontrolnych w tym samym rozdziale od ucznia wymaga się określenia rodzaju energetyki nieznanych mu z praktyki szkolnej reakcji, między innymi rozkładu termicznego chloranu potasu i redukcji tlenku miedzi(II) wodorem. W rozumieniu autorki podręcznika powinny to być reakcje endotermiczne, podczas gdy są one wszystkie

egzotermiczne. Ze względu na treści zawarte w tych podręcznikach odpowiedzi do zadań 1. i 8. Testu 2. w obu szkołach powinny wykazywać charakterystyczne zróżnicowanie.

Na podstawie analizy treści podręczników stosowanych w nauczaniu chemii na poziomie rozszerzonym wybrano te zagadnienia termochemii, które mogą być przedmiotem koncepcji alternatywnych uczniów. Skonstruowano testy wyboru pojedynczej odpowiedzi tak, że wśród odpowiedzi znajdują się spodziewane KA. Wśród dystraktorów są też takie, które w innych warunkach niż określono w trzonie zadania, mogą być odpowiedziami poprawnymi. Stosunkowo liczny wybór takich odpowiedzi wynikałby ze schematyzmu przekazu, zarówno podręcznikowego, jak i lekcyjnego.

Zadanie 1. sprawdza do jakiego sposobu przedstawienia prawa Hessa skłonią się uczniowie w obu poddanych badaniu klasach. Tylko jedna z odpowiedzi jest poprawna, zaś dystraktory to sformułowania zaczerpnięte z tekstów podręczników licealnych. Zasadniczą przyczyną wyboru błędnych odpowiedzi to sposób zapisu treści tego prawa w podręczniku oraz to, że przy zapisie I zasady termodynamiki brakuje istotnego zastrzeżenia, że praca i ciepło są funkcjami drogi, a nie funkcjami stanu. Szczególne przypadki tej zasady dla reakcji chemicznej traktowane są przez autorów jako ogólne prawo. Hipoteza badawcza w tym zadaniu sprowadza się do ustalenia jaki odsetek uczniów uznaje za prawdę absolutną to, że ciepło reakcji jest zawsze równe ΔH , a jaki przyjmuje treść prawa Hessa w postaci „entalpia jest funkcją stanu”. Ze względu na stosowanie różnych podręczników spodziewany jest w szkołach A i B odpowiednio duży udział odpowiedzi C i A.

Zadanie 2., bez względu na wybór odpowiedzi w zadaniu poprzednim, może być rozwiązane w znacznym stopniu poprawnie, o ile uczniowie odniosą efekt cieplny reakcji do zmiany funkcji stanu. Szybkość reakcji nie może warunkować zmiany odpowiadającej jej entalpii, bo nie wpływa na jej stan końcowy – to powinno przesądzić o wyborze B. Jeśli nauczanie termochemii sprowadza się głównie do stosowania procedur i algorytmów, co jak pokazują badania przeprowadzone w innych krajach ma miejsce, to uczniowie mogą uwikłać się w analizę innych opcji wyboru, co przy niedostatkach wiedzy doprowadzi ich do błędnej odpowiedzi. To, że w nauczaniu termochemii niweluje się różnice znaczeniowe określeń *energetyczny*, *termiczny* i *ergiczny*, może rozumowanie niektórych uczniów kierować w stronę znanego im zapisu I zasady termodynamiki i przyjęcia, że efekt cieplny reakcji w ogniwie (w podanych warunkach) zależy od pracy elektrycznej. Cel tego zadania sprowadza się do sprawdzenia jak kształtują się wybory uczniów w obu szkołach.

Zadanie 3. sprawdza, czy uczniowie wiedzą, kiedy entalpia reakcji określa jej efekt cieplny. Podręczniki zaznaczają jedynie warunek stałego ciśnienia i ten wybór spodziewany jako częsty. Warunek dodatkowy występujący w poprawnej odpowiedzi nie pojawia się w podręcznikach stosowanych przez badanych uczniów, stąd wybór odpowiedzi poprawnej można przypisać albo uczniowskiej intuicji, albo temu, że w konstrukcji tego zadania jest wada formalna (odpowiedź poprawna D zawiera odpowiedź B, lecz jest dłuższa).

Zadania 4. i 5. sprawdzają jak luki w informacjach podręcznikowych są wypełniane przez uczniowskie wyobrażenia. Oba podręczniki zawierają zapisy równań termochemicznych. W podręczniku 5. kilkakrotnie jest mowa o entalpiach standardowych reakcji, ale bez żadnego wyjaśnienia co to oznacza. Podręcznik 4. podaje definicję stanu standardowego substancji, ale w przykładach równań termochemicznych stan standardowy węgla zaznaczony jest tylko jako stały, a stan standardowy fosforu wskazany jest błędnie. Znajomość alotropii węgla, tlenu i fosforu jest programowo wymagana. To samo dotyczy budowy cząsteczkowej wodoru i właściwości wody. W zadaniu 4. uczeń ma wskazać stan standardowy węgla, a w zadaniu 5.

wybrać równanie termochemiczne, w którym wodór, tlen i woda są w stanach standardowych. Uczniowie nie mają zazwyczaj problemów z obliczeniami termochemicznymi na podstawie dostarczonych im wartości standardowych entalpii. Mogą mieć problem z określeniem co dla substancji oznacza *stan standardowy* i z wyborem stanów standardowych znanych im pierwiastków i związków chemicznych. Jak powszechny jest to problem sprawdzają omawiane dwa zadania.

Zadanie 6. dotyczy wyboru tego termochemicznego równania reakcji, spośród przykładów z zadania 5., dla którego efekt cieplny jest największy. Wszystkie przedstawione reakcje są w ewidentny sposób egzotermiczne i we wszystkich jeden mol wody powstaje z pierwiastków. Wyuczona algorytmizacja rozwiązań nie jest tutaj możliwa do zastosowania. Oprócz rozumowania opartego o właściwości funkcji stanu, uczeń musi zastosować swoją elementarną wiedzę o tym, że skraplanie jest procesem egzotermicznym, a zrywanie wiązań endotermicznym. Rezultaty tego zadania mają pokazać w jakim zakresie ma miejsce integrowanie wiedzy o efektach energetycznych procesów zrywania wiązań i parowania cieczy z zasadami obliczeń termochemicznych, przy czym zakłada się brak takiej integracji.

Zadanie 7. wymaga wskazania poprawnej relacji między zmianami energii wewnętrznej i entalpii dla zapisanego równania termochemicznego reakcji, przy podanym związku dla obu funkcji stanu. Udział wyborów A i B wskaże, jak często uczniowie ignorują różnice między obu wielkościami i to pomimo wskazanej w tekście zadania różnicy. Duża częstość zaznaczeń C będzie wskazaniem słabych kompetencji uczniów klas biologiczno – chemicznych, bądź to w analizie równań chemicznych pod kątem zmiany objętości gazów, bądź w zakresie elementarnej algebry.

Zadanie 8. sprawdza umiejętność analizy opisanego eksperymentu dla przypadku, gdy wnioskowanie o energetyce reakcji jest nieuprawnione, gdyż obserwacje dotyczą jej **kinetyki**. To, że reakcja będzie z niezerową szybkością dopiero w wysokich temperaturach pozwala wnioskować, że charakteryzuje ją wysoka energia aktywacji, niezależnie od rodzaju jej energetyki. Ten typ problemu w wersji zadania otwartego można znaleźć zarówno w podręcznikach, jak i w materiałach ćwiczeniowych, a jego rozwiązania autorskie są błędne (odpowiedź A). Odpowiedź B, będąca alternatywą A, mimo że zgodna z faktami, nie może wynikać z obserwacji tego doświadczenia. Tym razem uczeń ma opcje wyboru, które nie wykluczają się i które powinien przeanalizować. Wynik pokaże na ile błędne sugestie podręcznikowe i schematyzm rozumowania przeważą nad poprawną argumentacją.

Zadanie 9. zawiera opis zjawiska, które jest bliską analogią tego z zadania poprzedniego, ale tym razem wymagana jest analiza i wybór warunków, które wpłyną na obniżenie szybkości reakcji spalania. Tym razem opisane obserwacje i warunek egzotermiczności kierują uwagę ucznia w stronę kinetyki chemicznej. Wśród opcji wyboru są czynniki, których obecność, lub brak, mają wpływ na szybkość ostygnięcia drewna (wiatr, parowanie wody, powierzchnia ostygnięcia) lub na szybkość spalania (lotne, łatwopalne substancje żywiczne). Zadanie przewidywane jest jako trudne. Wymaga fizykochemicznej intuicji, a brak formalnej wiedzy uczniów na temat szybkości transportu ciepła jest dodatkowym utrudnieniem. Zakłada się, w wypadku rozwiązywania tego zadania nastąpi powszechna dezorientacja uczniów w sytuacji, gdy wymagane jest zastosowanie wiedzy z innego obszaru zagadnień niż termochemia, czy energetyka chemiczna, a mianowicie z kinetyki chemicznej.

Zadanie 10. do poprawnego rozwiązania (druga w kolejności opcja) wymaga jedynie elementarnej wiedzy o tym, że gdy łączą się ze sobą pojedyncze atomy, prowadzi to zawsze

do obniżenia energii układu i wydzielienia ciepła. Analiza dystraktorów, w których ocena efektu cieplnego reakcji oparta jest albo na programowym pojęciu entalpii tworzenia albo na porównaniu energii wiązań w reagentach, powinna doprowadzić ucznia do ich falsyfikacji. Błąd w rozumowaniu to zaznaczenie błędnej odpowiedzi. Z powodu braku w podręcznikach w części poświęconej termochemii odniesień do wcześniejszej wiedzy o energii, czyli braku integracji wiedzy, spodziewanym efektem jest ignorowanie poprawnej odpowiedzi (B) i szukanie jej wśród dystraktorów.

Zadanie 11. przypisuje dodatnim wartościom entalpii tworzenia gazowych tlenków azotu dwie przyczyny termochemicznej natury i dwie związane z cechami atomów azotu i tlenu. Ze względu na schematyzm uczniowskiego rozumowania spodziewanym rezultatem jest wybór spośród opcji termochemicznych, a że dystraktor jest tu łatwy do odrzucenia, to wynik w tym zadaniu powinien być wysoki. Zrezygnowano w teście z pytań dotyczących takich zależności, bo w tekstach podręczników nie znaleziono żadnych informacji z tym związanych.

Zadanie 12. sprawdza, czy uczniowie znają znaki efektów energetycznych takich procesów jak sublimacja, jonizacja, atomizacja cząsteczki, przyłączanie przez atom niemetalu elektronu oraz łączenie się jonów w kryształ jonowy. Jest to zasób wiedzy uprzedniej, z którą uczeń powinien przystąpić do poznawania praw termochemii. Podczas obliczania wartości numerycznych tych wielkości może wówczas ocenić sensowność swoich wyników co do samego znaku. Niestety, podręczniki w części poświęconej termochemii nie nawiązują do takiej wiedzy. Opcje wyboru w tym zadaniu są tak ustawione, że odpowiedź poprawna powinna zawierać ujemną entalpię procesu łączenia jonów w kryształ, co pozwala odrzucić dwa dystraktory. Odrzucenie ostatniego z nich, to stwierdzenie endotermiczności procesu jonizacji. Są to zagadnienia programowe, ale nie są one wplatane w podręcznikach w nauczanie o efektach cieplnych reakcji. Uczniowskie wyniki w tym zadaniu jeszcze raz weryfikują założenie o dezintegracji szkolnego nauczania o energii w procesach chemicznych.

Test 2 badający występowanie koncepcji alternatywnych w obszarze energetyki reakcji chemicznych

Zadanie 1.

Istotą prawa Hessa jest stwierdzenie:

- A. Entalpia (H) jest funkcją stanu.
- B. Ciepło reakcji jest funkcją stanu.
- C. Ciepło reakcji jest zawsze równe zmianie entalpii (ΔH).
- D. Ciepło reakcji prowadzonej w określonych warunkach jest funkcją stanu.

Komentarz: Odpowiedź poprawna D.

Zadanie sprawdza rozumienie podstawowego prawa termochemii. Błędne wybory nie mają wpływu na poprawność obliczeń w typowych szkolnych zadaniach, gdzie wszelkie niezbędne warunki są spełnione, choćby domyślnie. W przypadkach gdy warunki nie są spełnione, np. w ogniowach galwanicznych, efekt cieplny nie jest równy entalpii reakcji. Dla nauczyciela powinno to być memento – wspomnij o niezbędnych warunkach formułując prawo Hessa. Wybór A (błędny) może wynikać z rodzaju podręcznika, z którego korzysta uczeń i nauczyciel. Stwierdzenie A jest prawdziwe, ale jest ono tautologią. To, że entalpia jest funkcją stanu wynika z I zasady termodynamiki i definicji entalpii, natomiast prawo Hessa dotyczy ciepła

reakcji, a ciepło zazwyczaj nie jest funkcją stanu, a jeżeli w pewnych warunkach nią jest, to nie jest zawsze równe zmianie entalpii. Wybór B (błędny) świadczy o nieznajomości I zasady termodynamiki. Wybór C (błędny) wynika ze schematyzmu nauczania, kiedy szczególny przypadek utożsamia się z samą zasadą.

Zadanie 2.

Które zakończenie zdania: „Efekt cieplny reakcji przy stałych ciśnieniu i temperaturze zależy od ...” czyni je zdaniem **falszywym**?

- A. ilości substratów.
- B. szybkości reakcji.
- C. wartości temperatury reakcji (ustalonej).
- D. od pracy elektrycznej podczas reakcji.

Komentarz: Odpowiedź poprawna B.

Zadanie bada znajomość uwarunkowań ilości ciepła wymienionego w reakcji. Odpowiedź poprawna (B) może być zignorowana na skutek myślenia intuicyjnego: „Szybka reakcja egzotermiczna – wysoka temperatura produktów – duży efekt cieplny”. Wyborowi tej odpowiedzi sprzyja sytuacja, gdy kinetyki nauczają się przed energetyką.

Wybór A może być skutkiem utożsamiania entalpii z wartościami molowych entalpii reakcji z tablic, gdzie są to określone liczby. Entalpia jest wielkością ekstensywną i zależy wprost proporcjonalnie od ilości substratów.

Wybór C - możliwa przyczyna to nie zwrócenie uwagi na to, że w tablicach termochemicznych podana jest wartość temperatury standardowej – zapewne nie bez powodu. Entalpia reakcji nie zmienia się zbyt wiele ze zmianą temperatury, ale jednak od niej zależy.

Wybór D spodziewany jest jako jedna z częstszych odpowiedzi. W podręcznikach w rozdziałach poświęconym elektrochemii nie występują obliczenia pracy elektrycznej i nie wspomina się o energetyce sumarycznej reakcji ogniwa. W nauczaniu termochemii brakuje w podręcznikach jednego z założeń, które czyni prawdziwą zależność $Q = \Delta H$. Oprócz warunku $p = \text{const.}$ powinien być jeszcze jeden, $W_{\text{elektryczna}} = 0$.

Zadanie 3.

Ciepło reakcji chemicznej jest równe zmianie entalpii:

- A. w każdych warunkach
- B. przy stałym ciśnieniu
- C. w stałej objętości
- D. przy stałym ciśnieniu i braku innych rodzajów pracy niż praca zmiany objętości

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Zadanie to jest dopełnieniem zadania 2, intencjonalnie umieszczonym w teście jako drugie w kolejności. Wybór A – powinien być odruchowy, bo w podręcznikach efekt cieplny jest określany jako efekt entalpowy, a obliczanie efektów cieplnych na lekcjach chemii opierają się wyłącznie na wartościach entalpii molowych, bez jakichkolwiek obliczeń kalorymetrycznych związanych ze zmianą temperatury układu. Wybór B jest prawdziwy w przypadku, gdy nie występuje inny rodzaj pracy, oprócz objętościowej. Jest to w szkolnych zadaniach typowy przypadek, bo o cieple reakcji w ogniwach galwanicznych na lekcjach nie wspomina się. Uczniom wtłacza się slogan: „entalpia reakcji to ciepło wymienione przy

stałym ciśnieniu”. Ten wybór powinien być najczęstszy. Wybór C może zdarzyć się jako odpowiedź wybrana losowo, z braku wiedzy.

Zadanie 4.

Która z postaci węgla jest stanem standardowym tego pierwiastka?

- A. diament
- B. grafit**
- C. fuleren
- D. każda z tych postaci jest stanem standardowym węgla

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Zadanie to sprawdza jakość wiedzy ucznia o równaniach termochemicznych. Informacja o zerowej wartości entalpii tworzenia pierwiastków w stanie standardowym jest ważnym warunkiem dla zadań o charakterze obliczeniowym i uczniowie zazwyczaj to wiedzą. Jeżeli przekaz podręcznika i nauczyciela w tym zakresie ignoruje istnienie form alotropowych pierwiastków i brakuje w tekstach informacji o efektach cieplnych przemian alotropowych (a tak jest), to częstym wyborem uczniów powinna być odpowiedź D.

Zadanie 5.

Dla której z poniższych reakcji efekt cieplny jest równy standardowej molowej entalpii tworzenia wody w temperaturze 298 K?

- A. $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
- B. $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{c})}$**
- C. $2 \text{H}_{(\text{g})} + \text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
- D. $2 \text{H}_{(\text{g})} + \text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{c})}$

Komentarz: Poprawna odpowiedź – B.

W wypadku wyboru A uczniowie nie będą uwzględniali, że w podanej temperaturze i przy ciśnieniu standardowym woda jest cieczą. Inną przyczyną może być ignorowanie indeksów o stanie skupienia reagentów i wybór pierwszej odpowiedzi, która wydaje się zgodna z wiedzą o entalpii tworzenia. Wybór C lub D spodziewany jest raczej jako losowy, wynikający z braku wiedzy o stanach standardowych, tym razem wodoru i tlenu. Analiza tych dwóch przypadków powinna skłonić do zastanowienia się nad określeniem stanu standardowego wody i ewentualnej zmiany przez ucznia odpowiedzi A na B.

Zadanie 6.

Dla której z reakcji z zadania 5 efekt cieplny jest największy?

- A.
- B.
- C.
- D.**

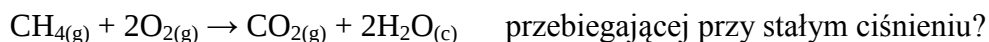
Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wybory A i B mogą być tylko przypadkami losowego zakreslenia. Uczeń powinien uwzględnić, że na drodze do produktu reakcji następuje tu zrywanie wiązań w cząsteczkach wodoru i tlenu, co czyni efekt energetyczny reakcji mniejszym, niż w C i D. Wybór C wynika z pominięcia dodatkowej ilości ciepła wydzielonego podczas skraplania pary wodnej. Skutek nieuwagi lub wyboru losowego.

Zadanie 7.

Dla procesu izobarycznego zachodzi następujący związek: $\Delta H = \Delta U + p \Delta V$.

Która z poniższych zależności spełniona jest dla reakcji:



- A. $Q = \Delta U$ B. $\Delta U = \Delta H$ C. $\Delta U < \Delta H$ D. $\Delta U > \Delta H$

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wymagana jest w tym zadaniu umiejętność odczytywania znaku zmiany objętości na podstawie równania termochemicznego. W reakcji tej zmiana objętości $\Delta V < 0$ i na podstawie relacji $\Delta H = \Delta U + p \Delta V$ taki powinien być wybór. Wybór A może pojawić się przypadkowo. Większość uczniów kojarzy ciepło reakcji w warunkach izobarycznych z ΔH .

Jeżeli uczeń analizuje zapisaną relację, to wybór B może być skutkiem zignorowania, indeksów stanów skupienia w równaniu termochemicznym lub niedostrzeżenia ciekłej postaci wody i przyjęcie $\Delta V = 0$. Jeżeli w rozwiązaniach zadań (także maturalnych) utożsamia się określenia egzotermiczny i egzoenergetyczny tam, gdzie nie są one tożsame, to taki wybór może wydać się uczniowi właściwy. Wybór C może wynikać z mieszania fizyki z matematyką, a mianowicie porównywania ilości ciepła w procesach izobarycznym i izochorycznym, gdy znaki zmiany obu funkcji są ujemne.

Zadanie 8.

W otwartej probówce ogrzewano stały chloran(V) potasu do chwili, gdy uległ on całkowitemu stopnieniu, a ze stopu zaczął wydzielać się gaz. Zachodziła wówczas reakcja:



Po przerwaniu ogrzewania stop uległ zestaleniu i gaz przestał się wydzielać. Szybkość reakcji spadła do zera.

Który z poniższych wniosków jest **uprawniony** na podstawie obserwacji doświadczenia?

- A. Reakcja ta jest endotermiczna.
B. Reakcja jest egzotermiczna, a szybkość ostygnięcia była dużo większa od szybkości wydzielania ciepła.
C. Reakcja ta odznacza się wysoką energią aktywacji.
D. Zestalenie mieszaniny uniemożliwiło wydzielanie się tlenu.

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Wybór A może wynikać z zapamiętania przekazu, gdyż ta reakcja jest przedstawiana w niektórych podręcznikach jako reakcja endotermiczna lub wynikać z błędnego rozumowania, które również propaguje podręcznik. Wybór twierdzenia B (jest ono prawdziwe) może wynikać z wewnętrznej spójności zdania, przez co jest kuszący. Sama obserwacja nie pozwala jednak na tak daleko idący wniosek. Wybór D może mieć związek z przyjęciem fragmentu treści trzonu zadania za odpowiedź, ale gaz może wydzielać się także z substancji stałej.

Zadanie 9.

Jeżeli rozwiązanie zadania 8. sprawiło Ci problem, przeanalizuj zjawisko chemiczne, które jest jego bliską analogią.

W bezwietrzny dzień - (1) koniec grubej (2) gałęzi - suchego - (3) nieżywicznego - (4) drewna zapalono przez umieszczenie w ognisku i zaraz wyjęto. Po chwili płomień zgasł, a następnie ustało także żarzenie. Tym razem proces (spalanie materiału drewna) jest niewątpliwie egzotermiczny ale po pewnym czasie szybkość reakcji spada do zera.

Warunki od 1 do 4 mają wpływ na taki przebieg zjawiska. Które z wymienionych warunków **nie są** korzystne dla procesu palenia się gałęzi?

- A. 1 B. 2 C. 3 D. 2 i 4

Komentarz: Odpowiedź poprawna D.

Uczeń powinien wziąć po uwagę że: 1. Wiatr przyspiesza schładzanie 2. Parowanie wody obniża temperaturę palącego się drewna 3. Duży przekrój ułatwia schładzanie w powietrzu i spowalnia ogrzanie drewna do temperatury zapłonu. 4. Związki żywiczne jako lotne związki organiczne spalają się szybciej niż np. celuloza. Podtrzymywanie palenia wymaga odpowiednio wysokiej temperatury drewna. Spadek szybkości reakcji do zera wynika z szybszej utraty energii niż jej wydzielanie. Ułatwieniem dla ucznia byłaby tu wiedza praktyczna nabyta przy posługiwaniu się zapalkami.

Zadanie 10.

Standardowa molowa entalpia tworzenia acetylenu (C_2H_2) $\Delta H_{\text{tw.}}^0 = 228,2 \text{ kJ/mol}$.

Na podstawie tej informacji oraz znanych Ci praw i zależności wskaż poprawne stwierdzenie.

- A. Podczas **rozkładu** 1 mola acetylenu na pierwiastki pobierane jest 228,2 kJ ciepła.
B. Gdyby acetylen tworzył się z atomowego węgla i atomowego wodoru, to w takiej reakcji wydzielili się ciepło.
C. Podczas tworzenia się acetylenu z grafitu i gazowego H_2 wydzielali się ciepło.
D. Energia wszystkich wiązań w 1 molu acetylenu jest większa od sumy energii wiązań w dwóch molach grafitu i jednym molu H_2 .

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Jeżeli uczeń poprawnie przeanalizuje definicję entalpii tworzenia acetylenu oraz oceni znak efektu cieplnego reakcji na podstawie energii wiązań, to musi odrzucić odpowiedzi A, C i D. Gdy pojedyncze atomy łączą się, to podczas tworzenia wiązań (dowolnego rodzaju) zawsze wydzielali się energia i zdanie B jest prawdziwe. Energetyka reakcji ma związek ze zmianą energii elektronów podczas tworzenia się wiązań. Jeżeli w nauczaniu o wiązaniach nie akcentuje się faktu, że podczas łączenia się izolowanych atomów zawsze następuje obniżenie energii elektronów, a to jest siłą napędowa tego procesu, i zastępuje się tę zasadę magiczną regułą oktetu, to uczeń zmuszony jest dochodzić do rozwiązania tego problemu na drodze eliminowania błędnych odpowiedzi. Opis zmian energii w rozdziałach licealnych podręczników poświęconym wiązaniom chemicznym jest tak ubogi, że uczniowie mogą zignorować odpowiedź B. Mają zatem trzy możliwości popełnienia błędu przy analizie problemu w przypadkach A, C i D.

Zadanie 11.

Entalpie tworzenia gazowych tlenków azotu są dodatnie. Fakt ten wynika głównie :

- A. Ze zbliżonych elektroujemności tlenu (3,5) i azotu (3,0).
- B. Z wysokiej energii wiązania w cząsteczce N_2 .
- C. Z niskich entalpii tworzenia azotu i tlenu.
- D. Z małych rozmiarów atomu tlenu i azotu.

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Wybór A może być intuicyjny, bo fakty w A nie budzą wątpliwości, a przy tym w szkolnych podręcznikach elektroujemności pierwiastków są zestawiane z kilkoma właściwościami substancji. Wybór C może być skutkiem zastosowania schematu w szacowaniu ciepła reakcji, ale ponieważ zerowa wartość entalpii tworzenia pierwiastków w stanie standardowym jest dobrze kojarzona, to nie powinien on być częsty. Wybór D może wynikać z motywów podobnych jak w przypadku dystraktora A, bo małym atomom odpowiadają wysokie energie wiązań.

Zadanie 12.

Molowa entalpia tworzenia chlorku sodu ($\Delta H_f = - 411 \text{ kJ/mol}$) jest łatwa do zmierzenia. Można ją także obliczyć korzystając z następujących tablicowych wartości efektów energetycznych:

- 1. $Na_{(s)} \rightarrow Na_{(g)}$ ΔH_1 (entalpia sublimacji)
- 2. $Na_{(g)} \rightarrow Na^+_{(g)} + e^-$ ΔH_2 (energia jonizacji)
- 3. $Cl_{2(g)} \rightarrow 2 Cl_{(g)}$ ΔH_3 (energia wiązania)
- 4. $Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$ ΔH_4 (powinowactwo el.)
- 5. $Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$ ΔH_5 (energia sieci)

O znaczącej ujemnej wartości entalpii tworzenia NaCl przesądzają:

- A. $\Delta H_1, \Delta H_2, \Delta H_3$ i ΔH_4
- B. ΔH_2 i ΔH_4
- C. ΔH_2 i ΔH_5
- D. ΔH_4 i ΔH_5

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Polecenie w tym zadaniu sprowadza się do wyboru dwóch procesów egzotermicznych spośród podanych pięciu. O tym, że sublimacja, jonizacja i rozpad wiązania kowalencyjnego są endotermiczne, a procesowi łączenia się jonów towarzyszy obniżenie energii i wydzielanie ciepła powinno być podstawową wiedzą ucznia o energetyce procesów. Ewentualne wątpliwości w przypadku powinowactwa elektronowego, które nie jest pojęciem z wymagań egzaminacyjnych, nie powinny rzutować na wynik ze względu na zamieszczone w zadaniu opcje wyboru. Termochemia w przedstawieniu licealnych podręczników jest zbiorem kilku pojęć i algorytmów. Nie nawiązuje do energetyki przemian fazowych i energetyki wiązań, a przez to nie stwarza możliwości łączenia koncepcji. W tym zadaniu im niższy będzie udział poprawnych odpowiedzi, tym mocniejszy to dowód na wadliwość takiej koncepcji metodycznej.

3.7.6. Wyniki badań Testem 2. - analiza i wnioski

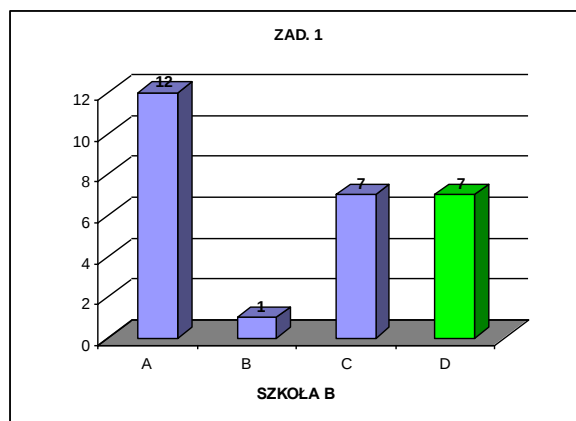
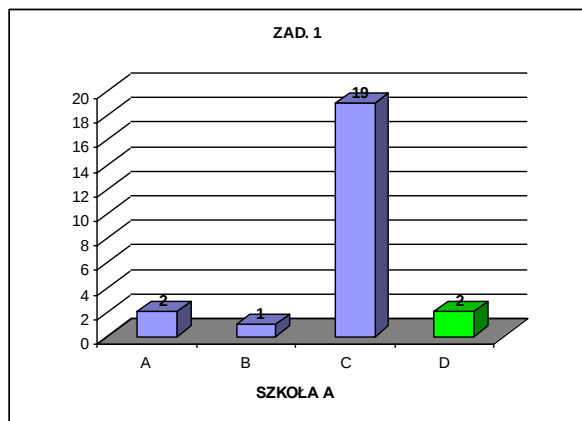
Uczniowie szkoły A korzystali z podręcznika 4. wydawnictwa *Operon*, zaś uczniowie szkoły B z podręcznika 5. wydawnictwa *Nova Era*.

Zadanie 1.

Wyniki:

szkoła A (24 uczniów): 2A(8%), 1B(4%), 19C(79%), 2D(8%)

szkoła B (27 uczniów): 12 A(44%), 1B(4%), 7C(26%), 7D(26%)



Sprawdzało ono jak uczniowie rozumieją treść prawa Hessa. Prawa empirycznego w swej genezie, a obecnie w nauczaniu licealnym traktowanego jako wniosek z pierwszej zasady termodynamiki. Termodynamiczna wykładnia jest poprawna jedynie przy zachowaniu niezbędnych warunków w jakich zachodzi reakcja. Sformułowania tego prawa w obu podręcznikach, z których korzystają uczniowie klas poddanych badaniu są „specyficzne”. W jednym z nich mowa jest o efekcie **energetycznym** reakcji jako funkcji stanu, nie zaś o efekcie cieplnym. W drugim z podręczników prawo Hessa sprowadzono do stwierdzenia, „że entalpia reakcji jest funkcją stanu przy $p=\text{const}$ ”, co jest KA.

Prawo Hessa mówi o efekcie **cieplnym** reakcji, a ciepło może być funkcją stanu tylko w szczególnych warunkach. Entalpia jest funkcją stanu z definicji, nie na mocy jakiegoś prawa, co wynika ze sformułowania I zasady termodynamiki. Poza tym **nie zawsze** ma ona związek z ciepłem. 44% uczniów szkoły B i tylko 7% szkoły A treść prawa Hessa widzi w stwierdzeniu, że entalpia jest funkcją stanu. Zaznacza się w tym wyborze sugestia zawarta w podręczniku. Przekonanych, że ciepło reakcji jest zawsze równe jej entalpii jest w tych szkołach odpowiednio 26% i 79% uczniów. Wskazania, że ciepło jest funkcją stanu tylko w szczególnych warunkach dokonało 17,6% ogółu badanych.

Wnioski: Jeżeli chodzi o rozumienie pojęć, którymi powinien posługiwać się uczeń, to w niektórych podręcznikach, zwłaszcza tych, gdzie autorami są nauczyciele, panuje nieopisany chaos. Zadania z egzaminu maturalnego nigdy nie wymagały od uczniów definiowania terminów, czy opisywania praw i zależności. Nakierowane są wyłącznie na ich wykorzystywanie. Stąd też i w nauczaniu chemii nie poświęca się analizie pojęć zbytnej uwagi. Umiejętność stosowania kilku procedur w obliczeniach termochemicznych nie jest równoznaczna z tym, że uczeń rozumie z czego te procedury wynikają i kiedy są uprawnione, a kiedy nie. Podstawowe prawo termochemii nie jest przez uczniów rozumiane, bo

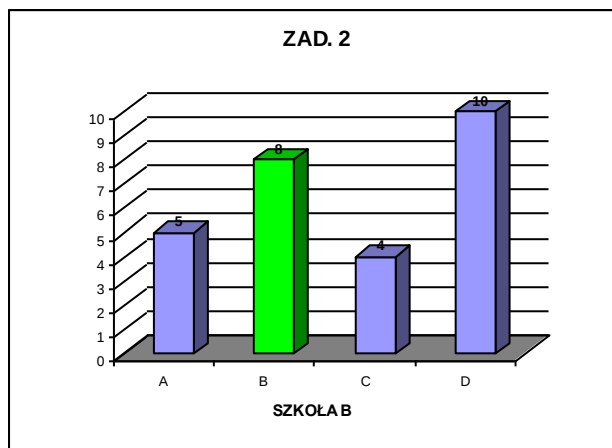
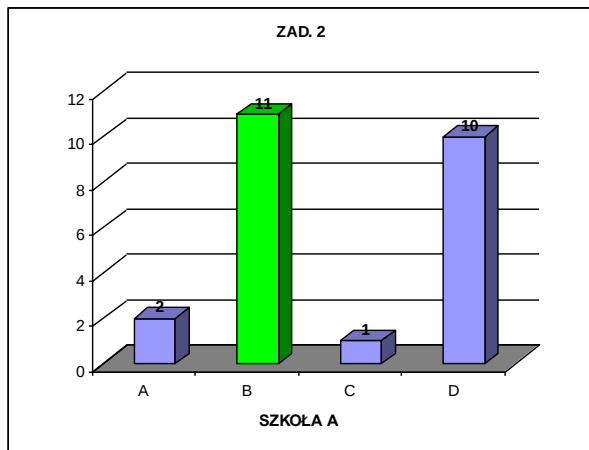
podręcznik nie wyjaśnia go należycie, a nauczyciele nie widzą potrzeby ingerencji, bo zewnętrzny egzamin – matura, tego nie wymusza.

Zadanie 2.

Wyniki:

szkoła A : 2A(8%), **11B**(46%), 1C(4%), 10D(42%)

szkoła B: 5A(18,5%), **8B**(29,5%), 4C(15%), 10D(37%)



Zadanie to sprawdza, czy uczeń warunkuje wielkość efektu cieplnego reakcji jej szybkością. Termochemia nauczana jest w liceach po kinetyce chemicznej, a taka kolejność może powodować problemy z powodu konieczności wprowadzenia i interpretacji pewnych parametrów kinetycznych reakcji mających sens energii (energia aktywacji i efekt cieplny na profilu reakcji). Przy przejściu do zagadnień termochemii mamy natomiast dobry powód, aby na samym wstępie zaznaczyć, że kinetyka reakcji nie ma wpływu na jej efekt cieplny, bo jeśli jest on funkcją stanu, to dla ustalonej temperatury reakcji kinetyka procesu nie wpływa na stan końcowy układu. Ponieważ z temperaturą i ciepłem związane są liczne i pospolicie występujące KA, powinno to skłaniać nauczycieli i autorów podręczników do szczególnej uwagi. Obserwowalny zróżnicowany wzrost temperatury podczas różnych doświadczeń, mylony jest z wielkością efektu cieplnego reakcji. To istotnie wynika w części z jej kinetyki, bo wartości entalpii reakcji zapisane w równaniach termochemicznych dotyczą sytuacji, gdzie temperatury substratów i produktów są jednakowe.

Tylko 46 % i 30% uczniów obu szkół udzieliło poprawnej odpowiedzi. Pozostali poszukiwali niepoprawnego zakończenia zdania wśród innych opcji. Szczególnie niepokojący jest fakt, że aż 42% i 37% uczniów obu szkół stwierdziło iż efekt cieplny nie zależy od tego, że równocześnie wykonywana jest praca elektryczna.

Wnioski: Jeżeli ciepło reakcji jest dla ucznia zawsze funkcją stanu, a taki jest znaczący udział odpowiedzi, to jest to w dużym stopniu „zasługa” podręczników, gdzie z analizą pojęć i rozumowaniem nie jest dobrze. Szczególnie częstym błędnym wyborem była odpowiedź D (po 10 w każdej z grup). Jest to spowodowane przekazywaniem przez podręczniki (i zapewne niektórych nauczycieli) uczniom następującego klucza: ciepło reakcji to entalpia, a entalpia to funkcja stanu. Tylko to drugie stwierdzenie jest bezwarunkowo prawdziwe. Znajomość zapisu I zasady termodynamiki powinna odwieść ucznia od wyboru opcji, w której wykonywanie pracy nie wpływa na ilość wymienionego ciepła. Nasuwający się na podstawie analizy tej

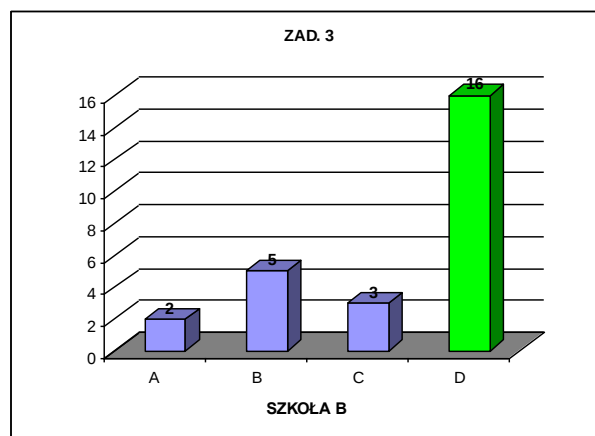
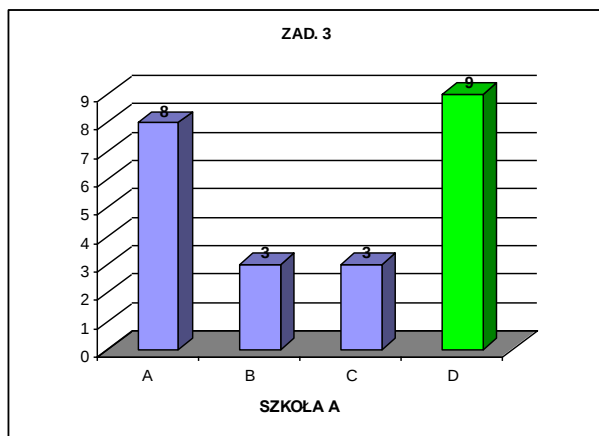
sytuacji wniosek to: **Termochemia jest źle nauczana**. Nauczanie jej zagadnień jest oderwane od podstawowego prawa przyrody, a to musi skutkować koncepcjami alternatywnymi.

Zadanie 3.

Wyniki:

szkoła A: 8A(33%), 3B(12,5%), 3C(12,5%), **9D(38%)**, 1-(4%)

szkoła B: 2A(7%), 5B(18%), 3C(11%), **16 D(60%)**, 1-(4%)



Zadanie to jest uzupełnieniem zadań 1 i 2. Najczęstszą spodziewaną odpowiedzią powinny być odpowiedzi A i B. Byłoby to spójne z wynikami zadania 1. W podręczniku szkoły A w podsumowaniu działu występuje wręcz stwierdzenie, że entalpia jest funkcją stanu w warunkach stałego ciśnienia. Hipoteza ta nie potwierdziła się, chociaż udział błędnych odpowiedzi był znaczący. 38% i 60% uczniów wybrało poprawną odpowiedź, przy czym była to w obu grupach odpowiedź najczęściej wybierana.

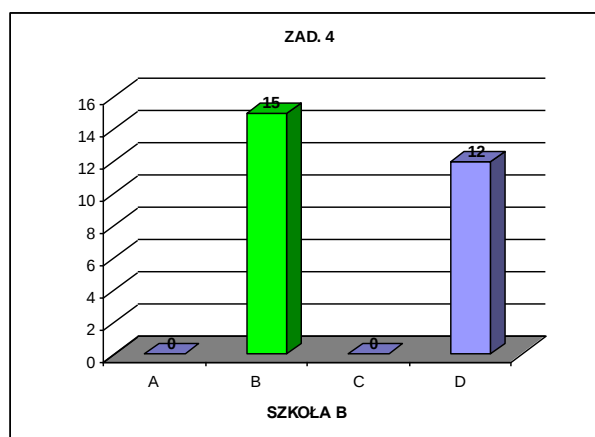
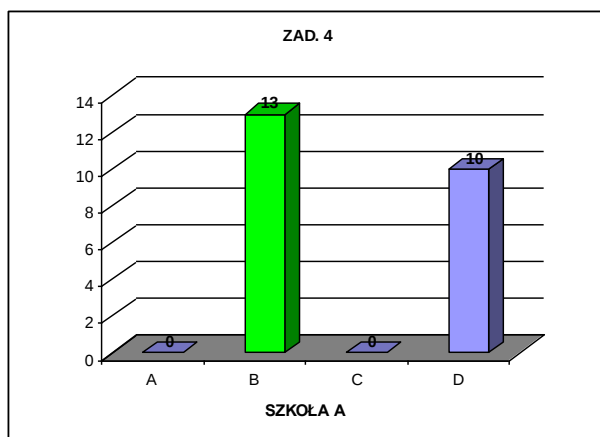
Wnioski: Przyczyna pewnej rozbieżności wyników z hipotezą może być natury psychologicznej. Poprawna odpowiedź była najbardziej rozbudowana i zawierała w sobie oczekiwaną odpowiedź B. To mógł być dla części uczniów motyw jej wyboru. Sytuacje takie w egzaminacyjnych testach wyboru nie powinny mieć miejsca, ale ze względu na założony cel badania nie dało się tego uniknąć. Tym niemniej w klasie A udział odpowiedzi założonych, tj. A + B był znaczny, bo aż 48%. Warunki przy których entalpia reakcji ma sens ciepła nie są uczniom zbyt dobrze znane, bo podręczniki nie zawierają odpowiednich informacji. Część podręczników zaznacza jedynie warunek stałego ciśnienia.

Zadanie 4.

Wyniki:

szkoła A; 0A, **13B(54%)**, 0C, 10D(42%), 1-(4%)

szkoła B: 0A, **15B(56%)**, 0C, 12D(44%)



Celem zadania jest sprawdzenie czy uczniowie rozumieją pojęcie stan standardowy pierwiastka. Oprócz ustalonej temperatury i ciśnienia, należy kojarzyć z takim stanem pierwiastka także jego odmianę alotropową. Wybrany przykład dotyczy węgla, najlepiej znanego uczniom przypadku alotropii. W obu grupach 54% i 56% odpowiedzi było poprawnych. Wszyscy pozostali uczniowie uważali, że postać alotropowa jest dla stanu standardowego nieistotna.

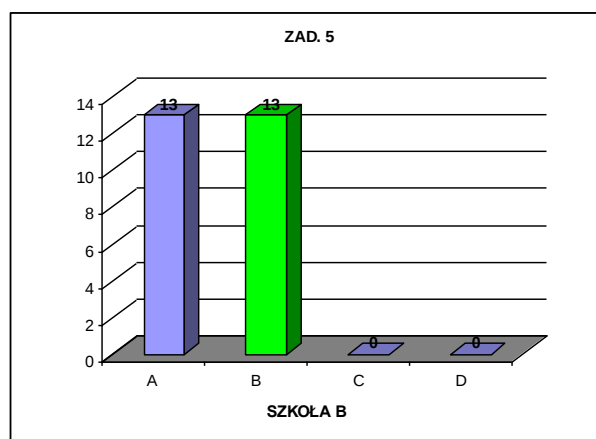
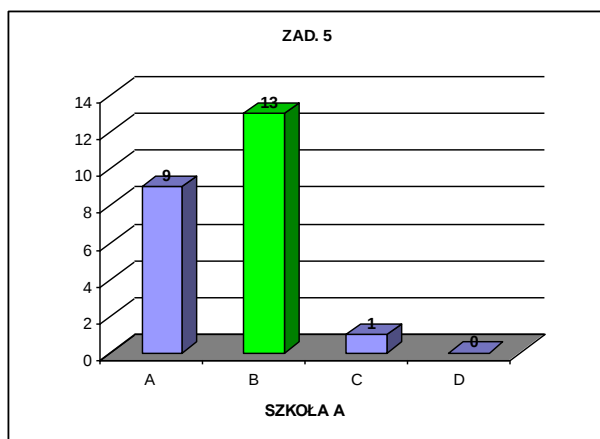
Wnioski: W podręcznikach nie poświęca się tej kwestii zbytnej uwagi we wprowadzeniu. Pojawia się aspekt stanu standardowego pierwiastka w zasadzie tylko w równaniach termochemicznych. W podręczniku szkoły A, gdzie występuje definicja stanu standardowego substancji, w równaniu termochemicznym zaznaczono przy symbolu węgla tylko stały stan skupienia. W podręczniku używanym w szkole B jest to grafit, ale pomimo tego, że używa się w nim terminu *standardowy* w stosunku do funkcji stanu, nie ma żadnej wzmianki, co to oznacza. Nie miało to żadnego wpływu na wyniki w obu grupach. Zapewne dlatego, że równania termochemiczne nie są analizowane pod tym kątem. W przypadku różnic stanu skupienia lub postaci alotropowej reagentów różnice w efektach cieplnych reakcji z ich udziałem mogą być znaczące, z różnym znakiem efektu cieplnego włącznie. Analiza indeksów stanu powinna być w nauczaniu termochemii ważnym elementem. Jest on istotny dla poprawności rozumowania podczas rozważania praw i zależności dla układów w stanie równowagi.

Zadania 5. i 6.

Wyniki zadania 5:

szkoła A: 9A(38%), **13B**(54%), 1C(4%), 0D, 1-(4%)

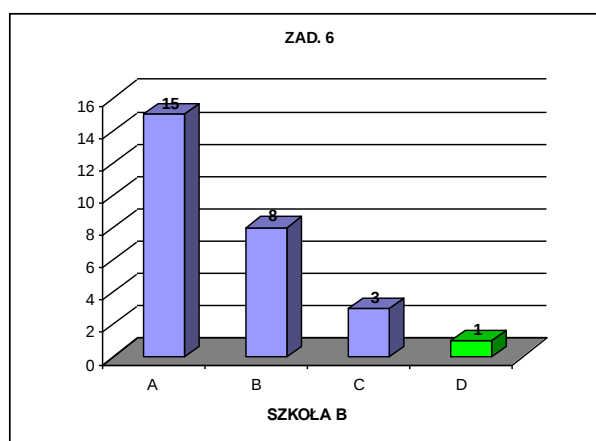
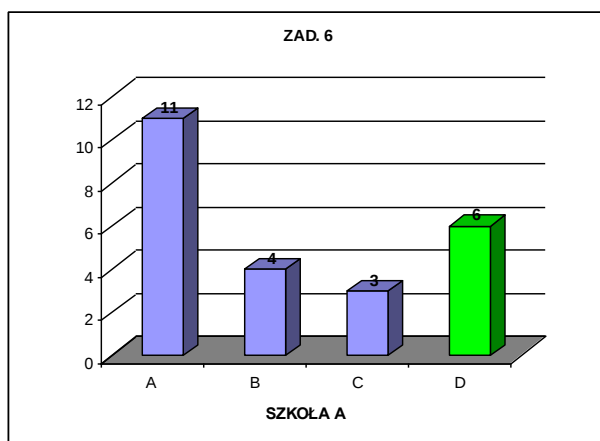
szkoła B: 13A(48%), **13B**(48%), 0C, 0D, 1-(4%)



Wyniki zadania 6:

szkoła A: 11A(46%), 4B(17%), 3C(12%), **6D(25%)**

szkoła B: 15A(56%), 8B(29%), 3C(11%), **1D(4%)**



Powyższe zadania stanowią rozwinięcie tematu zadania poprzedniego. Tym razem dotyczą wyboru stanów standardowych wodoru, tlenu i wody, a w zadaniu 6. porównania efektów cieplnych reakcji powstawania mola wody (w różnych stanach skupienia) z pierwiastków w różnych stanach. Wybierając stany standardowe wodoru i tlenu uczniowie zdecydowanie odrzucili postać atomową obu pierwiastków. Co do wyboru stanu standardowego wody w $T=298\text{ K}$ kierowali się raczej intuicją niż wiedzą, gdyż wskazania na parę i ciecz były niemal równoliczne.

Jeśli chodzi o porównania efektów cieplnych tworzenia mola wody z pierwiastków w różnych stanach, to wyniki tego zadania przebiły zakładane pesymistyczne prognozy, gdyż wyniosły one 25 % w szkole A i niespełna 4 % w szkole B poprawnych odpowiedzi w sytuacji, gdy uczniom są znane wszystkie przesłanki niezbędne do rozwiązania problemu, który w dodatku ma charakter jakościowy. Wybór zatomizowanej postaci wodoru i tlenu, przy różnych stanach skupienia wody to łącznie w obu szkołach 25% odpowiedzi. Reszta uczniów wybrała formy cząsteczkowe obu pierwiastków.

Wnioski:

W wypadku zadania 5. przesłanką do wyboru pary wodnej mogło być to, że układ reagentów jest wówczas homogeniczny. Większość przypadków w zadaniach ćwiczeniowych dotyczy układów jednorodnych i może zadziałać tu automatyzm w postępowaniu. Wybór cieczy może być wynikiem naturalnego kojarzenia wody z cieczą. Oba podręczniki używane przez te szkoły zawierają informację o ciśnieniu w stanie standardowym, ale uczniowie nie posiadają

wiedzy o warunkach równowagi para wodna – ciecz, aby taką informację wykorzystać. Wiedzy takiej nie dostarcza żaden z analizowanych podręczników chemii. Nauczanie o równowagach w podręcznikach dotyczy reakcji chemicznych, zaś z „fizycznych” procesów obecna jest jedynie równowaga rozpuszczanie – krystalizacja. Nie występują diagramy równowag fazowych wody także w programach fizyki w liceum. Wiedza o najważniejszej substancji na Ziemi jest przez to mocno zubożona, co utrudnia, bądź uniemożliwia poprawną analizę ważnych dla przyrody zjawisk.

Rozwiązując zadania z termochemii uczniowie obliczają efekty cieplne reakcji na podstawie wyuczonych algorytmów. W przypadku błędu w metodzie obliczania nie dostrzegają często absurdalności wyniku, np. dodatniej wartości entalpii dla reakcji spalania, i nie korygują rachunków, bo nie są wdrożeni do jakościowej analizy energetyki reakcji. Zadania o charakterze jakościowym, jak zadanie 6, które wymagają rozumowania, wypadają słabo. Podręczniki w zakresie termochemii nie proponują wykonywania jakościowych szacunków z wykorzystaniem wiedzy ucznia o energii wiązań i efektach energetycznych przemian fazowych. Jest to zagadnienie bardzo istotne w świetle wyników badań dotyczących uczniowskich koncepcji w obszarze energii wiązań. Wyniki zawarte w pracy Galley, W.C., 2004, „Exothermic Bond Breaking: A Persistent Misconception” (*J. Chem. Educ.*, Vol. 81, pp. 523 – 525) byłyby znakomitą przestrożą dla autorów podręczników.

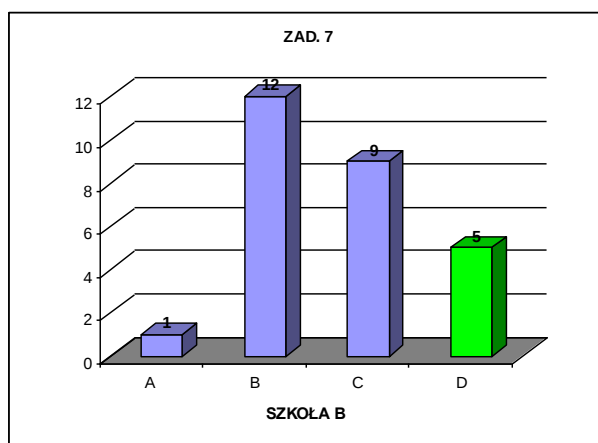
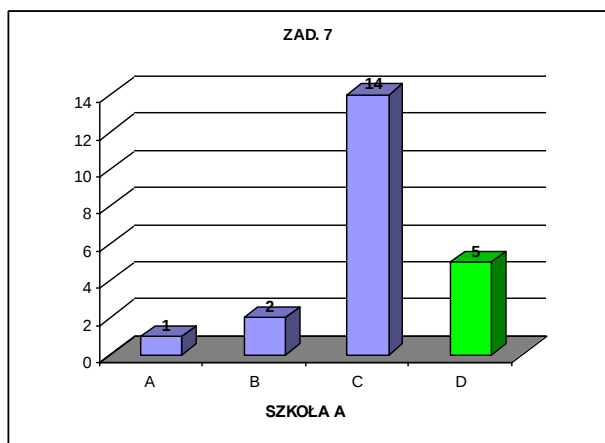
Przyczyną takich wyników zadania 6 jest **metodologia nauczania** termochemii w podręcznikach licealnych. Nauczanie skupia się na podaniu prostych algorytmów do obliczeń i aspekt rachunkowy prezentowanych w nich problemów dominuje. Brakuje w nich poszerzonej analizy warunków przebiegu reakcji i uwzględnienia wcześniejszej wiedzy uczniów o energetyce elementarnych zjawisk.

Zadanie 7.

Wyniki:

szkoła A: 1A(4%), 2B(8%), 14C(58%), 5D(21%), 2-(8%)

Szkoła B: 1A(4%), 12B(44%), 9C(33%), 5D(19%)



Wykonanie tego zadania wymagało porównania wartości energii wewnętrznej i entalpii reakcji na podstawie jej równania termochemicznego. Gdyby było to zadanie egzaminacyjne, to należałoby sprecyzować w tekście, czy chodzi o wartość bezwzględną, czy z uwzględnieniem znaku funkcji stanu. Celem było jednak stwierdzenie w jakim stopniu uczniowie odrzucają dwie ewidentnie niepoprawne opcje. Tych inkryminowanych odpowiedzi (A + B) było w szkole A tylko 12,5%, podczas gdy w szkole B aż 48 %. Przypisać to można wpływowi podręcznika, gdyż ten używany w szkole A jest o wiele bardziej szczegółowy, jeśli chodzi o liczbę przykładowych rozwiązań problemów i opis warunków. Odpowiedzi w pełni

poprawnych było odpowiednio 21 % i 19 %, co jest już uzależnione raczej możliwościami samych uczniów.

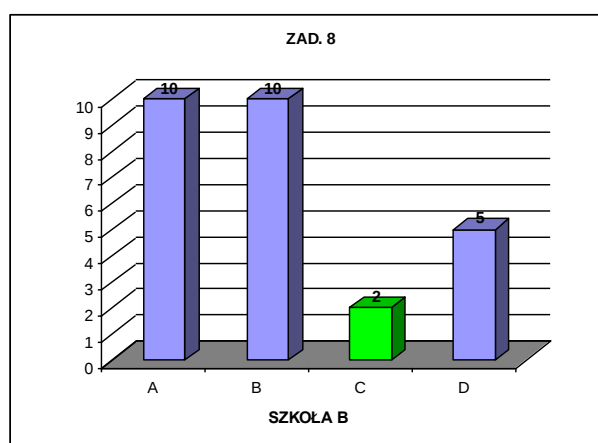
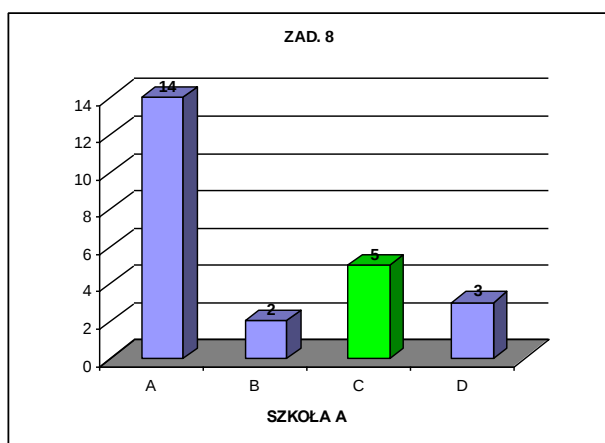
Wnioski: Odrzucenie opcji A i B, co było przedmiotem badania, wymaga analizy warunków zawartych w informacji wprowadzającej i w równaniu termochemicznym. Utożsamianie w podręcznikach i zadaniach egzaminacyjnych, stanowiących dla uczniów materiał ćwiczeniowy, energii tylko z ciepłem jest nazbyt częste. Akceptowanie w rozwiązaniach zadań maturalnych w stosunku do tego samego procesu zamiennie określić *egzotermiczny*, *egzoenergetyczny* i *egzoergiczny* sprawia, że w nauczaniu nauczyciel nie przywiązuje do tego aspektu większej wagi. Przenosi się to także na podobne traktowanie opisanego w zadaniu zagadnienia przez mniej uważnych i mniej refleksyjnych uczniów.

Zadanie 8.

Wyniki:

szkoła A: 14A(58%), 2B(8%), 5C(21%), 3D(13%)

szkoła B: 10A(37%), 10B(37%), 2C(7%), 5D(19%)



Zawiera ono opis sytuacji, która jest przykładem zaczerpniętym z podręcznika 1. i w odpowiedzi A zawiera wniosek zawarty w tym podręczniku. Ten sam sposób rozumowania podzieliło 58% uczniów szkoły A i 37% uczniów szkoły B. Prawdziwe są odpowiedzi B i C, ale tylko odpowiedź C jest wnioskiem uprawnionym na podstawie obserwacji tego eksperymentu. Tutaj wyniki zadania wynoszą zaledwie 21% i 7%. Przedmiotem obserwacji jest w tym doświadczeniu kinetyka reakcji, a nie jej efekt cieplny. Uprawniony wniosek powinien dotyczyć zatem aspektu kinetycznego reakcji w związku ze zmienną temperaturą, tj. wskazania na energię aktywacji.

Wnioski: Koncepcje alternatywne związane z interpretacją efektu energetycznego reakcji na podstawie niewłaściwie zaplanowanego eksperymentu są chyba najpoważniejszymi, jeśli chodzi o termochemię. Już na poziomie określenia reakcji egzo- i endotermicznych pojawia się asymetria. „Do przebiegu reakcji endotermicznych **konieczne** jest dostarczenie ciepła”, natomiast autorzy nie widzą konieczności odprowadzania ciepła jeśli chodzi o reakcję egzotermiczną, też zachodzącą w stałej temperaturze.

„Jeżeli do podtrzymania przebiegu reakcji konieczne jest ogrzewanie substratów, to jest ona endotermiczna” jest pospolitą koncepcją alternatywną, także wśród nauczycieli, i przekazują ją oni swoim uczniom. „Dowodem” są pokazy reakcji o spektakularnym przebiegu, najczęściej zachodzące z wydzielaniem gazu. Temperatura podczas eksperymentu zmienia

się, zaś obserwowany efekt dotyczy szybkości reakcji, a nie przepływu cieplnego. Opis reakcji termicznego rozkładu chloranu(V) potasu jako przykład doświadczenia wykazującego jej endotermiczny charakter występuje w podręczniku 1. i w podręczniku 5. jako pytanie z tezą. W podręczniku 5. (szkoła B) takim eksperymentalnym „dowodem” endotermiczności jest utlenianie węgla tlenkiem miedzi(II). Oba przykłady doświadczeń z opisem przebiegu reakcji i wynikającymi z nich rzekomo wnioskami, to reakcje **egzotermiczne**. Konieczność utrzymywania wysokiej temperatury wynika tu z dużej wartości energii aktywacji. Taki sposób rozumowania pojawiał się w zadaniach z arkuszy maturalnych i w zbiorach zadań dla licealistów. Nawet jeśli przykład dotyczy reakcji, która jest rzeczywiście endotermiczna, to sposób przeprowadzenia eksperymentu nie upoważnia do takiego wnioskowania. A oto przykłady innych treści o znamionach KA obecnych w podręcznikach 4. i 5.

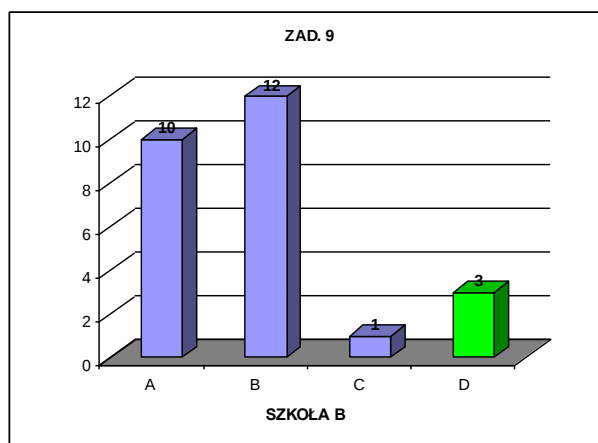
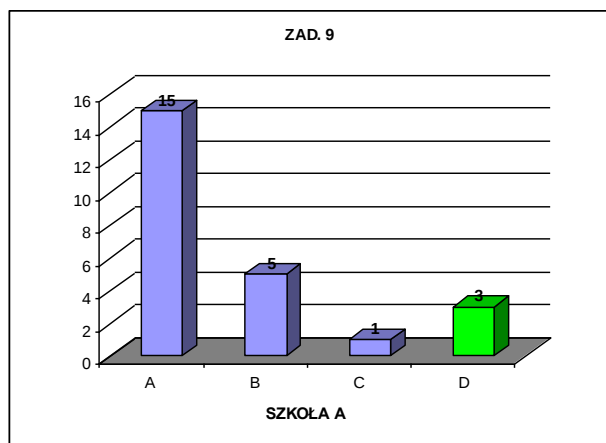
„Reakcje endoenergetyczne, w których układ podwyższa energię wewnętrzną, są najczęściej **procesami wymuszonymi**. Przykładem są reakcje rozkładu termicznego.” (podręcznik 5, str. 115). W tym zdaniu pojawia się jeszcze inna KA, związana z termodynamiką. Rozkład termiczny **jest procesem samorzutnym** tyle, że w podwyższonej temperaturze. Procesy wymuszone wymagają wykonania przez siły otoczenia **pracy**, np. elektrycznej w procesie elektrolizy, a nie dostarczania ciepła. W podręcznikach nie jest wyjaśnione, jak uczeń ma rozumieć proces samorzutny. Mamy tu odwołanie się potocznego rozumienia słowa *samorzutny*, które w termodynamice ma określone znaczenie. W partiach materiału, który nie jest w nauczaniu obligatoryjny, podano warunek samorzutności. Wg podręczników używanych w obu szkołach są to reakcje dla których ΔG jest ujemne, ale bez wskazania, że jest to warunek dotyczący **tylko** procesów izobaryczno – izotermicznych, gdy jedynym rodzajem pracy jest praca związana ze zmianą objętości. W przypadku standardowej wartości tej funkcji o samorzutności można mówić wówczas, gdy w początkowym układzie znajdują się wszystkie reagenty i to w stanach standardowych.

Zadanie 9.

Wyniki:

szkoła A: 15A(63%), 5B(21%), 1C(4%), **3D(12%)**

szkoła B: 10A(37%), 12B(44%), 1C(4%), **3D(11%), 1-(4%)**



Zadanie to jest analogiczne do poprzedniego, ale polega tym razem uwzględnienia uwarunkowań szybkości reakcji spalania drewna w opisanych warunkach. Wymaga ono dogłębnej analizy czterech warunków mających wpływ na przebieg eksperymentu i wskazania tych, które nie są korzystne dla większej szybkości procesu spalania. Zadanie jest istotnie trudne, stąd wyniki to tylko 12% i 11 % poprawnych odpowiedzi.

Wnioski: Warunki decydujące o szybkości spalania drewna, które uczeń powinien tu przeanalizować dotyczą obecności w jego składzie (lub braku) substancji łatwopalnych i czynników wpływających na temperaturę powierzchni palącego się drewna. Są nimi obecność (lub brak) wody, której parowanie wymaga pobrania ciepła oraz czynniki wpływające na szybkość ostygnięcia (ogrzewania) jego powierzchni takie jak wiatr i wielkość powierzchni.

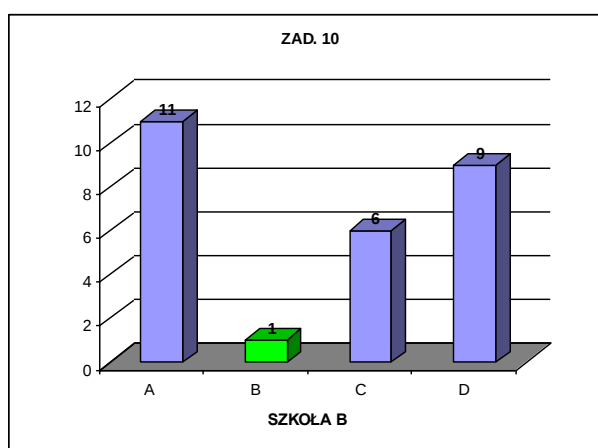
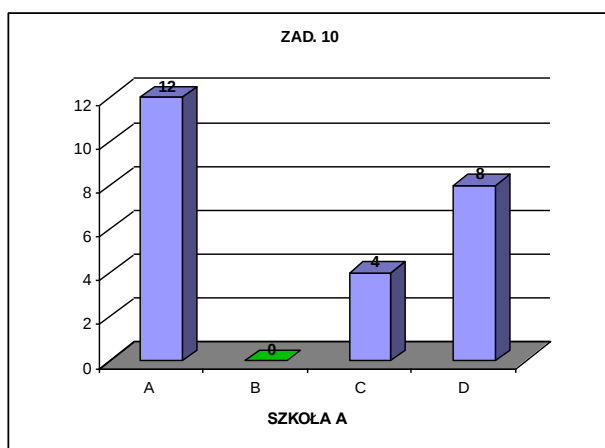
Zadanie to jest sprawdzianem tego jak wiedza o właściwościach termochemicznych substancji i o uwarunkowaniach szybkości reakcji jest wykorzystywana do wnioskowania o kinetyce procesu. Wynik pokazuje, że słabo, a wśród przyczyn mogą być zarówno braki stosownej wiedzy, jak i brak w wymaganiach programowych, oraz w podręcznikach, ćwiczeń polegających na implementacji wiedzy teoretycznej.

Zadanie 10.

Wyniki:

szkoła A: 12A(50%), 0B, 4C(17%), 8D(33%)

szkoła B: 11A(41%), 1B(4%), 6C(22%), 9D(33%)



Zadanie to może być rozwiązane w oparciu o interpretację podanej wartości standardowej entalpii tworzenia acetyleny. Wówczas uczeń powinien stwierdzić fałszywość 3 stwierdzeń i wybrać ostatnią opcję. Ta powinna być dla niego oczywistym wyborem, o ile skojarzy fakt, że tworzeniu się wiązań kowalencyjnych z izolowanych atomów towarzyszy zawsze wydzielanie ciepła. Niestety, prawie zawsze kończyło się to błędem podczas analizy któregoś z dystraktorów. I tak w szkole A było zero poprawnych odpowiedzi, zaś w szkole B tylko jedna, na 27 uczniów. Najwięcej błędów popełnili uczniowie interpretując efekt cieplny reakcji odwrótnej, co jest dziwne, bo powinna to być dobrze opanowana umiejętność. Drugi z najczęściej wybieranych przypadków dotyczył oceny znaku entalpii reakcji na podstawie energii wiązań w substratach i produktach. Tutaj również rozważania kończyły się błędnym ustaleniem znaku entalpii.

Wnioski: Przyczyną tak niskiego wyniku jest przyjęty sposób rozumowania. W termochemii uczeń posługuje się entalpiami reakcji i energiami wiązań, a nie efektami energetycznymi łączenia się atomów. Tak sformułowane jak w punkcie B zdanie, w kontekście entalpii reakcji chemicznych, odwróciło jego zainteresowanie tą odpowiedzią. Analizował entalpie procesów i w którymś momencie popełnił błąd. Jeżeli efekt zrywania wiązań chemicznych w cząsteczkach jest endotermiczny, to proces odwrrotny, jak w odpowiedzi D, musi być egzotermiczny. Powinna to być dobrze utrwalona wiedza z termochemii, bo energia zrywania wiązań jest jedną z programowych wielkości termochemicznych, a w obu podręcznikach autorzy posługują się funkcjami stanu. Przyczyna przyjęcia nieefektywnego sposobu

rozwiązywania tego problemu tkwić może w niespójnej terminologii. Określenie **energia wiązania** nie kojarzy się uczniowi z funkcją stanu. W częściach poświęconych termodynamice w brytyjskich i amerykańskich podręcznikach używa się określenia **entalpia wiązania**. Gdyby było można odwołać się do takiego terminu, to zapewne sposób analizy odpowiedzi i końcowy rezultat w tym zadaniu mogły by być nieco inne.

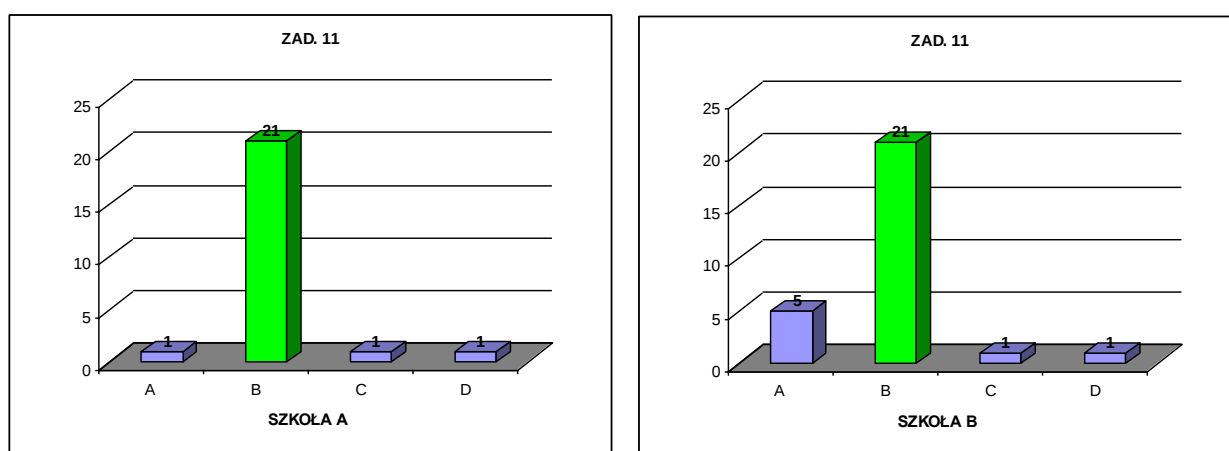
To zadanie pokazuje jak nieefektywne jest nauczanie o wiązaniach chemicznych, gdy aspekt energetyczny ich tworzenia, jeden z ważniejszych, jest przez uczniów w kursie licealnej termochemii ignorowany.

Zadanie 11.

Wyniki:

szkoła A: 1A(4%), **21B(88%)**, 1C(4%), 1D(4%)

szkoła B: 5A(18%), **20B(74%)**, 1C(4%), 1D(4%)



Tak jak i poprzednie, zadanie to dotyczyło entalpii tworzenia, ale tym razem wymagało wskazania przyczyny dodatniej wartości entalpii tworzenia tlenków azotu. Dystraktory były tym razem przyjazne dla ucznia i wynik tego zadania był wysoki, 88% oraz 74%.

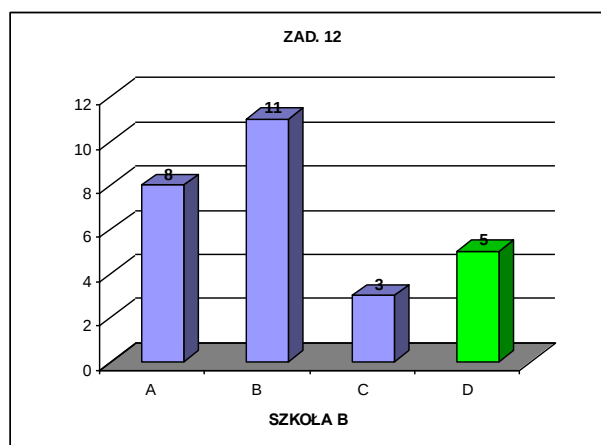
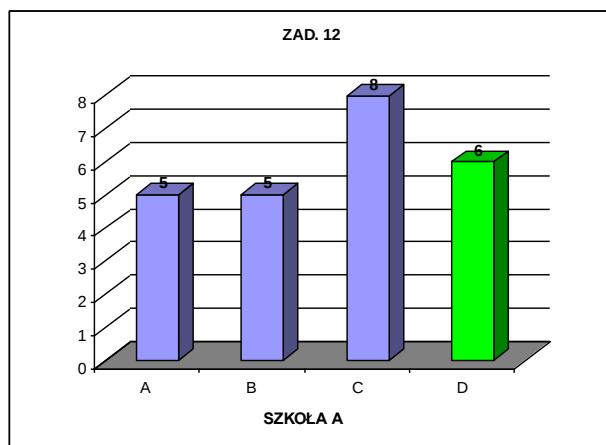
Wnioski: Wysoka energia wiązania w bardzo ważnej cząsteczce jaką jest N_2 ma znaczenie zarówno dla energetyki reakcji, w której jest reagentem, jak też dla wysokiej energii aktywacji reakcji z udziałem pierwiastkowego azotu. Uczniowie poprawnie kojarzyli dodatnie entalpie tworzenia gazowych tlenków azotu z tą cechą jego cząsteczki. Tym niemniej 18,5% uczniów szkoły B wskazało jako przyczynę małą różnicę elektroujemności. Ta ostatnia wielkość zestawiana jest w szkole często z różnymi charakterystykami substancji. Stąd przy niedostatku wiedzy taki wybór ucznia był niejako odruchem warunkowym, bo elektroujemności można skorelować niemal ze wszystkim, co jest w licealnym kursie chemii nauczane. Argument termochemicznej natury o niskich wartościach entalpii tworzenia pierwiastków (C) nie zyskał akceptacji (po 1 wyborze w obu klasach), ponieważ znajomość faktu ich zerowej wartości (dla stanów standardowych) jest dobrze ugruntowana przez liczne zadania natury obliczeniowej. Odpowiedź D również nie zyskała akceptacji (po 1 wyborze), bo rozmiary atomów nie są kojarzone przez uczniów z energetyką. Pytanie o wpływ rozmiarów atomów na energie tworzonych przez nie wiązań byłoby ciekawym przypadkiem dla Testu 1, ale ponieważ odpowiednia wiedza nie występuje w podręcznikach licealnych, zrezygnowano z niej.

Zadanie 12.

Wyniki:

szkoła A: 5A(21%), 5B(21%), 8C(33%), **6D(25%)**

szkoła B: 8A(29%), 11B(41%), 3C(11%), **5D(19%)**



Jest ono sprawdzianem wiedzy o energetyce procesów przekształcania atomów w jony, energii sieci jonowej i przemian stanów skupienia. Nie zawiera elementów obliczeniowych typowych dla cyklu Borna – Habera, a odwołuje się tylko do znajomości znaków entalpii wymienionych procesów. Jest więc zadaniem wieloelementowym, ale wbrew pozorom nieskomplikowanym. Wymaga po prostu wskazania procesów ewidentnie egzotermicznych. Poprawnych odpowiedzi było 25% i 19%. Rozkład błędnych odpowiedzi, w miarę wyrównany, wskazuje, że ich wybór był w dużym stopniu losowy i wynikał z braku odpowiedniej wiedzy.

Wnioski: Wśród błędnych i najczęściej występujących wyborów były takie, gdzie do procesów egzotermicznych zaliczono zrywanie wiązania kowalencyjnego (pospolita KA wskazywana w literaturze), sublimację i jonizację atomu sodu. Ostatni z wymienionych procesów jest przez uczniów tak postrzegany ze względu na „magię” trwałości oktetu elektronowego kationu sodu. Wyniki badań dotyczących KA wśród 73 brytyjskich uczniów poznających chemię na poziomie rozszerzonym (A level) związanych z „regułą oktetu” cytowane przez Tabera (1995) wydają się szokujące. 79 % z nich zgadza się (18 % jest przeciwnego zdania), że „atom sodu jest bardziej stabilny, jeśli utraci jeden elektron”. 89 % z nich zgadza się z tezą (7 % jest zdania przeciwnego), że „atom sodu będzie bardziej stabilny, jeśli straci jeden elektron lub przyłączy siedem elektronów”. Wyższa „stabilność” oznaczała tutaj niższą energię. To, że wymienione wyżej procesy są endotermiczne powinno stanowić kanon wiedzy licealisty o energetyce procesów chemicznych, zaś posługiwanie się funkcjami stanu w obliczeniach termochemicznych jest jedynie jego poszerzeniem. Poważne luki w nauczaniu podstawowych faktów o energiach dotyczących atomów, cząsteczek oraz związanych z tworzeniem i zrywaniem wiązań to duże zaniedbanie w tych dwóch popularnych podręcznikach chemii dla liceów. Podręczniki te nie zawierają informacji o znakach efektów energetycznych wszystkich występujących tu procesów. Autorzy albo uważają, że dla licealisty powinna to być sprawa oczywista, albo uznają, że wiedza ta jest mało istotna. Dla zrozumienia energetyki reakcji ma ona jednak fundamentalne znaczenie. W celu weryfikacji przez ucznia wyników obliczeń, jakościowa ocena znaku entalpii jest bardzo cenna. W jednym z zadań rozszerzonego arkusza maturalnego z chemii w 2014 roku należało obliczyć wartość entalpii parowania benzenu na podstawie efektów cieplnych zamieszczonych reakcji. Drugim, niezależnym elementem tego zadania było określenie, czy parowanie benzenu jest procesem egzo-, czy endotermicznym. Ci uczniowie, którzy błędnie obliczyli wartość entalpii parowania, konsekwentnie, choć bezsensownie, wskazywali na egzotermiczność tego procesu.

3.7.7. Przesłanki wyboru tematyki zadań Testu 3 i zadania testowe

Wybór problematyki zadań badających KA uczniów z zakresu równowag i stosowanych w ich opisie interpretacji kinetycznych wynikał ze stwierdzenia w podręcznikach szkolnych absencji istotnych informacji i przykładów, błędów merytorycznych i metodycznych w wykładzie oraz braku językowej precyzji i jednoznaczności. Uwzględniał on treści podstawy programowej i wymagań egzaminacyjnych. Pominięto występujące w podręcznikach elementy termodynamiki spoza zakresu programowego. Analizując treści podręczników licealnych dla zakresu rozszerzonego, a także narzędzia sprawdzania wiedzy uczniów (zbiory zadań, arkusze egzaminacyjne), wybrano te elementy wiedzy, które są koncepcjami alternatywnymi (KA) oraz takie, gdzie ujęcie dydaktyczne zagadnienia może prowadzić do KA. Niektóre z zadań tego testu sugerują potrzebę wprowadzenia pojęć nie występujących w podręcznikach, a których znajomość jest dla rozumienia koncepcji równowag przydatna i ważna. Są to *stan stacjonarny* i *parametry intensywne* układu.

Konstruując zadania ograniczono się do sprawdzenia:

1. Jak uczniowie interpretują kluczowe pojęcia takie jak: odwracalność reakcji, równowaga, stan równowagi, stała równowagi, parametry niezależne.
2. Czy i jak uwzględniają warunki niezbędne do stosowania prawa działania mas i związanej z nim reguły przekory (RLC).
3. Jak skutecznie potrafią stosować wiedzę o równowagach w sytuacjach nieznanym im ze szkolnego nauczania.

W Teście 3 nie ma zadań o charakterze obliczeniowym, które są charakterystyczne dla wymagań egzaminacyjnych. Wszystkie dotyczą sposobu rozumienia koncepcji z zakresu równowag (nie tylko chemicznych) i ich wykorzystywania.

Przy konstrukcji zadań tego testu kierowano się w większym stopniu dostrzeżonymi w tekstach podręczników dwuznacznymi sformułowaniami, nieścisłościami i brakami informacji, niż dostrzeżonymi KA. Te ostatnie nie występują w podręcznikach w formie wyróżnionych graficznie wadliwych twierdzeń. Natomiast przyczyną KA u uczniów może być brak informacji o uwarunkowaniach dotyczących danych zależności oraz w rezultacie złych uzasadnień. To utrudnia dostrzeżenie związku KA ucznia z konkretnym zapisem w tekście podręcznika. Jeśli to podręcznik jest przyczyną jakiejś KA, to może ona być rezultatem różnych uchybień w przekazie. Na przykład zadanie 7 sprawdza jaką część uczniów w klasie wynosi mylne przekonania o uwarunkowaniach stałej równowagi K na podstawie sformułowań w podręcznikach. W podręczniku 1. K „zależy od stężeń równowagowych”, zaś w podręcznikach 4. i 5. „nie zależy od stężeń początkowych”. Uczniowskie wnioski na podstawie tych sformułowań mogą być identyczne, a mianowicie, że K jednak zależy od stężeń równowagowych. Utrwała takie wyobrażenie występujące w podręcznikach sformułowanie: „Zapisz wyrażenie na stałą równowagi”. Jeżeli przekonanie takie jest utrwalone, to logicznym wnioskiem jest, że na wartość K pewnej równowagi mogą mieć wpływ inne reakcje zachodzące w tym samym układzie. Zadanie 12 sprawdza jak uczniowie uzasadniają wpływ zmian temperatury na równowagę. Jedną z przyczyn KA w tym zakresie może być przedstawienie stałej równowagi jako ilorazu stałych szybkości reakcji (podręczniki 1. i 5.). W podręczniku 1. argumentacja na gruncie kinetyki zależności K od temperatury i reguły przekory jest błędna. W podręczniku 5. może skierować ucznia na takie tory, jak w rozumowaniu autorek podręcznika 1.

Zadanie 1. wymaga zaledwie analizy wielkości fizycznych na podstawie informacji podanej w trzonie zadania. Chodzi o wybór z podanej listy parametrów tych, które są **parametrami intensywnymi**. W podręcznikach, w przedstawieniu reguły przekory, występuje bliżej nieokreślony „bodziec”, który oznacza jakąś zmianę. Tylko zmiana intensywnych

parametrów może być stosowana bezpośrednio, gdy korzystamy z RLC. W niektórych podręcznikach autorzy w tym przypadku stosują argumentację w stosunku do takich wielkości jak objętość układu, czy liczba moli reagenta. Powielenie takiej procedury może prowadzić do błędnego wniosku. Ponieważ podczas rozwiązywania problemów uczniowie zazwyczaj próbują odszukać w zasobach swej pamięci stosowną wiedzę, zamiast analizować podane im przesłanki, to spodziewaną w tym zadaniu sytuacją powinno być częste kojarzenie parametrów intensywnych stanu układu z parametrami stanu gazu. Jest to testowana w tym zadaniu hipoteza badawcza. Zamieszczenie w podręczniku tego terminu ułatwiłoby uczniom poprawne stosowanie RLC. Jest to brak istotny.

Zadanie 2. dotyczy warunku równowagi fazowej wody. Nie jest to zagadnienie programowe i podręczniki go nie przedstawiają. Istotą zadania nie jest odwoływanie się do takiej wiedzy, ale zastosowanie koniecznego warunku każdej równowagi. Układ w stanie równowagi musi być układem izolowanym i do wskazania poprawnej odpowiedzi to kryterium wystarcza. Podręczniki przy opisie warunków równowagi akcentują jedynie brak wymiany masy z otoczeniem (układ zamknięty). Jest to pierwsza informacja, która pojawia się w trzonie zadania, ale nie jest to warunek wystarczający. Jeżeli za warunek równowagi uczniowie przyjmą stałą temperaturę i samo współistnienie obu faz, bez względu na ich ilości, to wybiorą odpowiedź A. Warunki opisane w opcjach A i B wynikają z informacji o układzie zawartych w trzonie zadania. Wybór tych odpowiedzi wskazywałby na brak wiedzy i umiejętności analitycznych. W analizie problemu polegającego na ustaleniu, czy układ jest w stanie równowagi, zapewne znacząca część uczniów skupi uwagę na stałości parametrów i stwierdzeniu, że jest układem zamkniętym (tak jak jest to w podręcznikach), a nie warunku koniecznym – izolacji układu.

Zadanie 3. sprawdza, czy dla układu gazowego uczniowie potrafią określić liczbę niezależnych parametrów intensywnych. W kontekście opisu równowagi w mieszaninie gazowej powinny to być wyłącznie parametry intensywne. Z równania stanu gazu wynika, że ciśnienie i stężenie molowe gazu są od siebie zależne. Błędne wybory w tym zadaniu mogą wynikać w części z niezrozumienia polecenia. „Wystarczy” uczeń powinien zrozumieć jako: „wskaz minimalną liczbę parametrów”. W pewnych podręcznikach stężenie molowe i ciśnienie gazu w opisie kinetyki i równowag używane są jako wielkości niezależne, stąd i wśród wyborów uczniów można spodziewać się podobnych przekonań.

Zadanie 4. ma związek z nieobecnością w podręcznikach informacji, której brak może mieć istotny wpływ na uczniowskie rozumowanie. Jest to pojęcie *stan stacjonarny układu*. Nie występuje ono co prawda w programach i wymaganiach egzaminacyjnych, ale w podręczniku powinno się znaleźć. Chociażby po to, aby uzmysłwić uczniom złożoność zagadnień związanych z równowagą. W opisie równowagi autorzy podkreślają balans dynamiki przeciwstawnych procesów i jego rezultat - ustalenie się wartości parametrów układu. Pomijany jest zasadniczy warunek równowagi, jakim jest izolacja układu. Opcje wyboru w tym zadaniu mogą wprowadzić ucznia w zakłopotanie, bo każdy z dystraktorów wyda mu się odpowiedzią sensowną. W opisanym przypadku warunki, które sprawdza są spełnione, ale w układzie ma miejsce stały przepływ masy i ostatecznym rezultatem takiej „równowagi” jest całkowite przekształcenie stałej soli i wody w roztwór. Sytuacja dotyczy podobnej sytuacji jak w zadaniu 2., ale tym razem układ jest otwarty. Uczniowie mogą jednak skupiać uwagę na warunku kinetycznym równowagi lub na stałości parametrów układu, zamiast na warunku zasadniczym. Jeżeli liczba błędnych odpowiedzi będzie znacząca, to potrzeba wprowadzenia do programów pojęcia *stan stacjonarny* jest ze wszech miar zasadna.

Zadanie 5. sprawdza, jak uczniowie interpretują pojęcie podstawowe w termodynamice jakim jest „odwracalność”. Przekaz podręcznikowy w tym zakresie jest wadliwy, co wykazano we wcześniejszym rozdziale tej pracy. Uważna analiza treści dystraktorów, zwłaszcza w kontekście warunku „tylko i wyłącznie”, powinna prowadzić do ich odrzucenia, ale dla ucznia może być to trudne. W poprawnej odpowiedzi zawarte jest kluczowe pojęcie „stan równowagi”, z którym powinien on kojarzyć odwracalność. Odpowiedź A zaczerpnięta z treści podręczników powinna pojawiać często.

Zadanie 6 ma również związek z odwracalnością, ale odniesioną do zjawiska elektrolizy. W tym przypadku wymagania egzaminacyjne powinny być dla ucznia pomocne w wyborze poprawnej odpowiedzi. W zadaniu maturalnym, w zapisie sumarycznego równania dla procesu elektrolizy, wymagane jest zapisanie tylko jednej strzałki, bo proces jest nieodwracalny. Użycie w tej sytuacji symbolu równowagi jest w punktacji zadania penalizowane i ten fakt nauczyciele zapewne uczniom przekazują. Podręcznikowy wykład nie jest tu pomocny, bo autorzy opisują znaczenie tych podstawowych terminów niewłaściwie, lub odwołują się do ich potocznego rozumienia. Jednoznaczne sformułowania: *odwracalny = równowagowy* i *nieodwracalny = nierównowagowy* nie występują w żadnym z analizowanych podręczników. Ignorowanie ważności tych podstawowych dla języka termodynamiki terminów w opisach autorów prowadzi w stronę potocznego znaczenia tych słów, a uczniów w stronę KA.

Zadanie 7. bada sposób rozumienia fundamentalnej dla tego działu programowego wielkości, jaką jest stała równowagi. Nieporozumienia (KA) związane z sensem K mogą mieć związek z taką definicją jak: „*Jest to stosunek iloczynu stężeń...*” (podręcznik 1.) lub języka poleceń: „*Zapisz wyrażenie na K_c* ”. Przesłaniem obu sformułowań jest zależność stałej od stężeń, stąd aż dwie błędne odpowiedzi zawierają ten warunek. Inną KA sprawdzaną w tym zadaniu jest zmienność K w warunkach, gdy zmianę stężeń reagentów powodują inne reakcje zachodzące w tym samym układzie. Zadanie to sprawdza więc jak powszechne jest przekonanie o zależności stałej równowagi od stężeń.

Zadanie 8. dotyczy poprawności wnioskowania o reakcji, którą charakteryzuje mała wartość stałej równowagi. Analiza wyborów wiąże się jedynie z interpretacją prawa działania mas i pojęciem nieodwracalności. Zrezygnowano tu z wnikania wartości stałej równowagi ze stałymi szybkości przeciwnych reakcji, stąd nie powinno być one dla uczniów zbyt trudne.

Zadanie 9. dla poprawnego wnioskowania wymaga zapisu i analizy prawa działania mas dla równowagi parowania wody. Ponieważ uczniowie znają jedynie stałą stężeniową, to z rezultatu $[H_2O_{(g)}] = K$ muszą jeszcze wydedukować, że lewa strona równania jest proporcjonalna do ciśnienia pary, a prawa jest funkcją jedynie temperatury. Jest to dla ucznia problem złożony. W wykształceniu przyrodniczym wiedza o właściwościach wody w różnych stanach jest elementem istotnym i w dawne programy nauczania fizyki wymagały od uczniów poznania właściwości pary nasyconej. Obecnie, po zmianach koncepcji kształcenia przyrodniczego, dochodzenie do szczegółowych praw opiera się na ogólniejszych teoriach. To co jest mankamentem w takim kształceniu, to niewielka liczba lub brak w podręcznikach przykładów ich wykorzystania. Na przykład w odniesieniu do prawa równowag, jak ma to miejsce w niniejszym zadaniu. W podręcznikach brakuje przykładów zastosowań prawa działania mas do równowagowych procesów fizycznych. Jest ono traktowane wyłącznie jako prawo chemii, co zubaża wiedzę i możliwości ucznia, którego wcześniej pozbawiono wiedzy o właściwościach pary nasyconej.

Zadania 10. i 11. Ich tematyka odnosi się do zależności stałych równowag dla reakcji, których równania są powiązane (zadanie 10.) i związku stałych równowag ze składem mieszaniny równowagowej (zadanie 11.). W obliczeniach termodynamicznych entalpia reakcji, której równanie jest kombinacją innych równań reakcji, jest w podręcznikach wyrażana odpowiednią kombinacją entalpii dla równań składowych. W przypadku równowag i ich stałych analogicznych przykładów brak. Tematyka tych dwóch zadań wynika z niedostatków odpowiednich informacji w podręcznikach. W zadaniu 10 uczeń ma wskazać zależność stałej równowagi reakcji, której równanie jest kombinacją dwóch innych równań, od ich stałych równowag, bądź zaznaczyć, że nie ma takiego związku. W zadaniu 11 chodzi o wskazanie warunku dla którego wartość stałej równowagi ma związek z równowagowymi liczbami moli reagentów. Jest to przypadek rachunku występujący w zadaniach egzaminacyjnych, gdzie istotny jest tylko wynik liczbowy. Oba zadania sprawdzają na ile uczniowie potrafią samodzielnie rozumować w sytuacjach, w których podręcznik milczy, a które wymagania egzaminacyjne świadomie ignorują.

Zadanie 12. Uczeń wybiera w nim uzasadnienie dla RLC gdy następuje zmiana temperatury równowagi. Poprawne wyjaśnienia są dwa. Jedno na gruncie termodynamiki (zmiana K), zaś drugie jest kinetycznej natury. Jedyna opcja fałszywa (B) to K_A zaczerpnięta z podręcznika 1. Jeżeli udział odpowiedzi B w szkole 3 będzie istotnie wyższy niż w dwu pozostałych, będzie to dowodem wpływu K_A z tego podręcznika (**HB11**).

Zadanie 13. RLC w zastosowaniu dla zmiany ciśnienia w podręcznikowych opisach pozbawiona jest zasadniczego zastrzeżenia, że ciśnienie zmienia się w wyniku zmiany objętości. Zmiana tego parametru zachodzi także pod wpływem zmiany temperatury i liczby moli gazu przy stałej objętości. Dla jednego z najpospolitszych w podręcznikach przykładów równowag w układzie gazowym, syntezy amoniaku, uczeń ma wskazać ten sposób zwiększenia ciśnienia, który nie wpłynie na równowagę reakcji. Przewidując schematyzm rozumowania uczniów: „dodana substancja nie jest reagentem, więc równowaga nie przesunie się”, spodziewany jest duży udział poprawnych odpowiedzi. W wersji zadania otwartego, gdzie wymagane byłoby uzasadnienie, ten problem byłby dla ucznia trudniejszy. Fatalnych wyników należałoby spodziewać się gdyby dodanie argonu dotyczyło warunków izobarycznych, bo nauczanie w podręcznikach, a zapewne i w szkole, nie dostarcza odpowiednich narzędzi, to jest umiejętności posługiwania się zapisem prawa działania mas dla równowagi. To i kolejne zadania 14, 15 i 16 sprawdzają jak uczniowie interpretują wpływ na równowagi różnego rodzaju zaburzeń, mając do dyspozycji jedynie RLC. Hipoteza robocza dla tych czterech zadań jest wspólna - RLC, zwłaszcza w szkolnym wydaniu, nie jest dobrym narzędziem rozumowania.

Zadanie 14. sprawdza jak uczeń interpretuje skutek zaburzenia równowagi, które polega na zmianie ilości stałego reagenta. W przykładach zadań z wykorzystaniem RLC z różnych źródeł, w tym z podręczników, dla sytuacji gdy do mieszaniny równowagowej dodajemy jednego z reagentów, zarówno treść, jak i rozwiązanie są strywializowane. Metoda rozwiązywania sprowadzana jest do zafałszowanej reguły: „*dodanie substratu przesunęła równowagę w prawo, dodanie produktu przesunęła równowagę w lewo*”. W sytuacji takiego rodzaju zaburzenia poprawne wnioskowanie wymaga uwzględnienia zmian stężeń, a nie ilości. Dla mieszaniny gazowej **konieczne** jest też określenie w treści zadania warunków: $V = \text{const.}$, lub $p = \text{const.}$ W przypadku stałego reagenta nie ma to przełożenia na zmianę stężeń i równowaga zostaje zachowana, jak w niniejszym zadaniu.

Zadanie 15. dotyczy także stosowania RLC dla przypadku rozcieńczania gazowej mieszaniny równowagowej. Taki problem występuje w podręcznikach tylko dla równowag dysocjacyjnych, ale nie jest wówczas uzasadniany regułą przekory. Do rozważenia są dwa przypadki. W jednym stężenia wszystkich reagentów maleją w tym samym stopniu, zaś w drugim żadne ze stężeń nie zmienia się. Tutaj uczeń powinien wykorzystać prawo działania mas, bo obejmująca te wszystkie przypadki reguła przekory nie istnieje.

Zadanie 16. wymaga uzasadnienia kierunku przesunięcia równowagi w układzie gazowym, gdy podwyższono temperaturę układu. Żadna z opcji wyboru nie uwzględnia w argumentacji znaku entalpii reakcji, jedynego parametru dającego uczniowi możliwość zastosowania RLC. Uczeń powinien w argumentacji uwzględnić jedynie efekt zmiany stałej równowagi, ale wybór tej opcji utrudnia, że ciśnienie również uległo zmianie. Sposób nauczania o przesuwaniu równowag w szkolnych podręcznikach, sprowadzony do stosowania wyuczonych reguł powinien przeszkodzić mu we właściwym wyborze.

Test 3. - badający koncepcje alternatywne w obszarze równowag reakcji chemicznych.

W komentarzach pod każdym z zadań zamieszczono uwagi, jakie koncepcje alternatywne mogą być związane z wyborem innej odpowiedzi, niż ta, którą zaznaczono jako poprawną. Dystraktory przedstawiają spodziewane alternatywne wybory. W jakim stopniu ujawniły się te koncepcje alternatywne można stwierdzić na diagramach podsumowujących wyniki badania w trzech szkołach. Po treści testu zamieszczono analizę wyników i płynące z nich wnioski.

Zadanie 1.

Stan układu opisujemy określając jego skład chemiczny i parametry fizyczne. Który z zestawów czterech parametrów zawiera wyłącznie parametry intensywne (niezależne od masy układu)?

Opis symboli: T – temperatura, p – ciśnienie, V – objętość, n – liczba moli, m – masa, c – stężenie, d – gęstość

- A. T, V, n, c B. p, T, V, n C. p, T, c, d D. p, m, d, T

Komentarz: Odpowiedź poprawna C.

Błędy wynikać mogą z nieuwagi przy czytaniu trzonu zadania, gdzie zdefiniowano parametry intensywne lub nie skojarzenia, że V zależy od masy poprzez gęstość, a n poprzez masy molowe. Zadanie to sprawdza umiejętność odróżniania parametrów intensywnych i ekstensywnych. Umiejętność ta jest istotna, np. podczas stosowania reguły przekory dla układu w stanie równowagi, czy rozwiązywaniu zadań związanych ze stężeniami.

Zadanie 2.

W zamkniętym, sztywnym naczyniu o stałej objętości znajduje się mieszanina wody z lodem o temperaturze 0 °C.

Czy w tak określonych warunkach ma miejsce równowaga procesów topnienie - krzepnięcie?

- A. Tak
B. Tak, jeśli ciśnienie jest stałe

- C. Tak, jeśli stężenia wody w obu fazach są stałe
D. Tak, jeśli układ nie wymienia energii z otoczeniem

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wybór D, przy braku wiedzy o równowagach fazowych w wodzie, może polegać na eliminowaniu pozostałych opcji. Wymaga to jednak wiedzy o fizycznych właściwościach tej najważniejszej dla życia substancji. Wiedza o wodzie powinna być elementem powszechnej edukacji przyrodniczej. Zadanie to nie wymaga znajomości diagramu fazowego wody. Żaden z podręczników licealnych nie zawiera takiego przekazu. Wystarczy tu wiedza ogólna o równowagach i sprawdzenie stanu tej wiedzy jest celem zadania. Wiedza elementarna istotna dla dokonanego wyboru to świadomość, że topnienie i krzepnięcie zachodzą w stałej temperaturze z wymianą ciepła oraz że równowadze odpowiada tu ściśle określona wartość ciśnienia, a nie tylko wartość stała. Pojawienie się wyborów B i C u licealisty należałoby przypisać temu, że w stanie równowagi wszystkie parametry układu mają wartość ustaloną, a te opcje wyboru fakt ten eksponują. Dostrzeżenie, że stężenia molowe substancji w fazach skondensowanych są stałe, jest ważne przy analizie równowag reakcji chemicznych. Zatem warunek w opcji C nie wnosi więcej, niż zawarto w trzonie zadania. Rozkład odpowiedzi pomiędzy B i C pokaże ilu uczniów nie dostrzega tej oczywistości. W odpowiedzi D zawarty jest jeden z zasadniczych warunków równowagi. Układ w stanie równowagi jest układem izolowanym, a nie tylko, jak podkreślają podręczniki, zamkniętym. Wybór A, pozbawiony uwarunkowań, może wynikać z ograniczonej wiedzy ucznia o równowagach. Kojarzy on równowagę z samym współistnieniem faz w temperaturze topnienia, ignorując ilości obu faz. Wiedza z lekcji fizyki w gimnazjum mogła utrwalić się jako rozumienie równowagi wyłącznie w kategorii równowagi termicznej.

Zadanie 3.

Aby jednoznacznie opisać stan układu zawierającego same gazowe reagenty pod kątem równowagi chemicznej **wystarczy** określić:

- A. Stężenia molowe wszystkich substratów i produktów.
B. Stężenia molowe wszystkich substratów i produktów oraz temperaturę.
C. Stężenia molowe wszystkich substratów i produktów, temperaturę i ciśnienie.
D. Stężenia molowe, liczby moli wszystkich substratów i produktów, temperaturę i ciśnienie.

Komentarz: Poprawna odpowiedź B.

Zadanie sprawdza wiedzę o zależnościach parametrów stanu układu i minimalnej liczbie takich parametrów dla opisu równowagi układu gazowego. Do opisu takiego układu wystarczą wyłącznie parametry intensywne wymienione w B. Ciśnienie jest parametrem, który wynika ze stężeń molowych gazów i wartości temperatury. Zignorowanie tej zależności prowadzi do wyboru C. Do opisu równowagi w układzie gazowym nie jest potrzebna znajomość liczby moli, jeśli dysponujemy stężeniami. Stąd wybór D jest błędny. Wiedza sprawdzana w tym zadaniu jest ważna. Podczas analizy stwierdzono, że w jednym z licealnych podręczników w takiej sytuacji fizycznej, stosując regułę przekory autor zmienia w sposób **niezależny** liczbę moli i objętość gazu, przy stałej temperaturze i ciśnieniu. Przy omawianiu uwarunkowań szybkości reakcji w układach gazowych ($T = \text{const.}$) wymieniane są tam równocześnie ciśnienie i średnia odległość między cząsteczkami lub ciśnienie i stężenia molowe. Nie są to pary niezależnych parametrów.

Zadanie 4.

Do zbiornika doprowadza się w sposób ciągły wodę i stały chlorek sodu, a równocześnie odprowadza się solankę (nasycony roztwór NaCl). Masa zawartości zbiornika i jej temperatura są cały czas stałe.

Czy w zbiorniku panuje stan równowagi?

- A. Tak, bo produktem procesu jest roztwór nasycony.
- B. Tak, bo temperatura, masy soli i roztworu są stałe.
- C. Tak, bo szybkość rozpuszczania soli jest równa szybkości dostarczania wody i NaCl.
- D. Nie, gdyż układ jest otwarty i zachodzi nieodwracalny proces rozpuszczania.**

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

*Układ jest otwarty, a jeśli występują przepływy, to nie jest to stan równowagi. Stałość parametrów, czy zrównanie szybkości rozpuszczania z dostarczaniem składników nie są tutaj warunkiem równowagi. Taka sytuacja to stan stacjonarny albo ustalony. Uczniowie mogą kojarzyć pewne skutki równowagi podkreślane w podręcznikach z istnieniem stanu równowagi, ignorując zasadniczy warunek. Mogą też sugerować się odniesieniami do przedstawianych w podręcznikach analogii, które często ilustrują stan stacjonarny, a nie równowagę. To może być przyczyną błędnych odpowiedzi. W podręcznikach nie występuje termin **stan stacjonarny** ani żaden przykład opisu takiej sytuacji.*

Zadanie 5.

Przeczytaj uważnie poniższe stwierdzenia. Który z tych przypadków może wynikać **tylko i wyłącznie** z odwracalności reakcji?

- A. Produkty reakcji można przekształcić w substraty.
- B. Ilości produktów są mniejsze od przewidywanych przez stechiometrię reakcji.
- C. Po „zakończeniu” reakcji (stan równowagi) w mieszaninie reagentów znajdują się wszystkie substraty.
- D. Stężenia wszystkich reagentów w mieszaninie są stałe.

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Zadanie sprawdza jak uczniowie interpretują odwracalność reakcji. Podręczniki licealne zawierają w tym obszarze liczne KA. Odpowiedź A nie określa warunków przekształcenia. Może ono zachodzić na drodze nieodwracalnej w niezależnej reakcji. Odpowiedź B – może być to skutek reakcji ubocznych. Odpowiedź D – sytuacja może odpowiadać zerowej szybkości przekształceń lub stanowi stacjonarnemu.

Zadanie 6.

Czy reakcja zachodząca podczas przepływu prądu stałego przez elektrolit może być odwracalna?

- A. Tak, jeśli potencjały obu elektrod są stałe.
- B. Tak, jeśli natężenie prądu jest stałe i ma bardzo małą wartość.
- C. Tak, jeśli spełnione są warunki zawarte w A i B, oraz stężenie elektrolitu nie zmienia się.
- D. Nie, jest to zawsze reakcja nieodwracalna.

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Zadanie tak jak poprzednie dotyczy rozumienia odwracalności reakcji. Jeżeli płynie prąd stały, to proces zachodzi w jednym kierunku. Każdy inny wybór nie ma tu uzasadnień. Wybór dowolnego dystraktora świadczy o niezrozumieniu istoty procesu nieodwracalnego (niesamorzutnego). W nauczaniu elektrochemii akcentowana jest nieodwracalność reakcji w procesie elektrolizy. W partiach podręczników poświęconych równowagom nie ma wyjaśnień jak uczeń ma rozumieć samorzutność. Autorzy traktują to jako coś oczywistego, tymczasem intuicyjne rozumienie tego terminu rozmija się z jego naukowym znaczeniem.

Zadanie 7.

Które z poniższych określa stałą równowagi reakcji jest poprawne?

- A. Zależy od stężeń równowagowych substratów i produktów.
- B. Wpływają na nią inne reakcje w tym samym układzie z udziałem któregoś reagenta.
- C. Jest to liczba charakteryzująca stan równowagi w danej temperaturze.
- D. Prawdziwe są twierdzenia A i B.

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Stała równowagi jest dla ustalonej temperatury liczbą, a nie funkcją o zmiennej wartości, jak w odpowiedzi A. Wybór A wynika z błędnego przekonania, wynikającego stąd, że w szkolnych zadaniach oblicza się wartości K w oparciu o stężenia równowagowe. Wybór B lub D może wynikać z kojarzenia wpływu takich reakcji na samą równowagę, zwłaszcza, że przesunięcia równowag rozpatrywane są na podstawie reguły przekory, a nie prawa działania mas.

Zadanie 8.

Która cecha reakcji wynika z małej wartości jej stałej równowagi?

- A. Nieodwracalność reakcji.
- B. Po zmieszaniu substratów reakcja nie zachodzi.
- C. W stanie równowagi przeważają substraty.
- D. W stanie równowagi przeważają produkty.

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Stała równowagi opisuje reakcje odwracalne, czyli biegnące do stanu równowagi. Wybór A może być skutkiem stosowania w dydaktyce określenia „praktycznie nieodwracalna”. Podobną genezę może mieć wybór C. Odpowiedź D to raczej skutek błędu matematycznego w analizie równania opisującego prawo działania mas.

Zadanie 9.

W naczyniu z ruchomym tłokiem, które umożliwia wymianę ciepła, znajdują się w stanie **równowagi** tylko ciekła woda i para wodna. Ciśnienie pary w tym naczyniu **wzrośnie**, gdy:

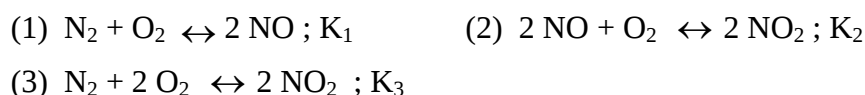
- A. zmniejszymy objętość układu
B. dodamy ciekłej wody ($p, T = \text{const.}$)
C. ogrzejemy naczynie
D. poprawna jest więcej niż jedna odpowiedź

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

Para w równowadze z cieczą to para nasycona. Stała równowagi jest równa ciśnieniu (stężeniu molowemu) pary nasyconej, a to oznacza zależność tylko od temperatury. Dla pary nasyconej nie stosuje się równania stanu gazu (odpowiedź A). Zmiana ilości fazy skondensowanej w układzie równowagowym nie narusza równowagi (odp. B).

Zadanie 10.

Trzy reakcje zachodzą w tej samej temperaturze w trzech oddzielnych reaktorach. Reakcje 1 i 2 mają stałe równowag równe odpowiednio K_1 i K_2 . Równanie reakcji 3 można uzyskać dodając stronami równania reakcji 1 i 2.



Wartość stałej równowagi K_3 można wyrazić jako:

- A. $K_1 + K_2$ B. $K_1 \cdot K_2$ C. K_1/K_2 D. wartość K_3 jest niezależna od K_1 i K_2

Komentarz: Odpowiedź poprawna B.

Istotnym warunkiem w treści zadania pozwalającym na ustalenie związku między stałymi równowag jest jednakowa temperatura. Celem tego zadania jest sprawdzenie w jakim zakresie pojawi się wybór opcji D. a nie na ile sprawnie uczniowie dokonują przekształceń wyrażeń algebraicznych. Wybór A może wynikać z zastosowania nieuzasadnionej analogii. Wybór C może być jedynie wyborem losowym. Wybór D jest rezultatem mylenia równowag (te są niezależne w warunkach zadania) ze stałymi parametrami tych równowag. Ponieważ te trzy reakcje są ze sobą powiązane, to między stałymi ich równowag też powinien zachodzić pewien związek. Dostrzeżenie związku między stałymi równowag jest możliwe na podstawie prawa działania mas, ale byłoby to dla ucznia łatwiejsze na podstawie związku K z odpowiednią funkcją stanu. Takiej wiedzy uczniowie liceum nie posiadają. Jedną z metod obliczania entalpii reakcji na lekcjach chemii jest kombinowanie równań termochemicznych. Ta sama technika mogłaby być zastosowana do obliczania stałych równowag. W zadaniach w podręcznikach, arkuszach maturalnych i innych materiałach dydaktycznych dla licealistów występuje co najwyżej obliczanie wartości K dla odwróconego zapisu równowagi. Brakuje nawet przeliczania stałych dla sprzężonych ze sobą par kwas – zasada.

Zadanie 11.

Obliczając stałą równowagi reakcji $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{NO}$ uczeń podstawił do wyrażenia

$$K = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

równowagowe ilości moli reagentów, zamiast równowagowych stężeń molowych. Ten sposób obliczania wartości K jest:

- A. Niepoprawny
- B. Poprawny dla każdej reakcji w fazie gazowej.
- C. Poprawny tylko wtedy, gdy w równaniu reakcji liczby moli gazowych substratów i produktów są równe.
- D. Poprawny dla reakcji w fazie gazowej lub w roztworze, gdy w równaniu reakcji liczby moli substratów i produktów są równe.

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Wybór A jest skutkiem powierzchownego rozumowania w oparciu o zapisane równanie, bez próby jego analizy. Wybór B to zapewne skutek kojarzenia szczególnego przypadku z zadania rozwiązywanego na lekcji chemii. Wybór C świadczy o zapamiętaniu konkretnego faktu dotyczącego równowag w układach gazowych, bez zwracania uwagi na poszerzony wybór w D. Wybór poprawnej odpowiedzi wymaga umiejętności analizy „wyrażenia na K ” lub szerszej znajomości zagadnienia. Udział odpowiedzi poprawnych będzie wskazaniem na ile nauczanie o równowagach w szkołach ma charakter „uczenia się ze zrozumieniem” a na ile „uczenia się na pamięć”.

Zadanie 12.

Zgodnie z regułą przekory, jeżeli ogrzejemy zawartość zbiornika, w którym zachodzi reakcja egzotermiczna, to równowaga reakcji przesunie się w stronę substratów. Jest to spowodowane tym, że:

- A. zmniejszyła się wartość stałej równowagi
- B. wzrosła szybkość reakcji endotermicznej, zaś egzotermicznej zmalała
- C. szybkość reakcji endotermicznej zwiększyła się bardziej niż reakcji egzotermicznej
- D. ten fakt uzasadniają odpowiedzi A i C

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Argumentacje termodynamiczna (A) i kinetyczna (C) są poprawne. Argumentację B, która jest KA, można znaleźć w jednym z podręczników (podręcznik 1.) dla szkół ponadgimnazjalnych (używany w szkole 3.). Podręczniki licealne w opisie wpływu zmian temperatury na szybkość reakcji nie podają związku wielkości tej zmiany z energią aktywacji, chociaż analiza profili energetycznych występuje we wszystkich. Skoro uzasadnienie kinetyczne w odpowiedzi B prowadzi do rezultatu zgodnego z przewidywaniem termodynamicznym i jest wewnętrznie spójne (wzrost T pociąga wzrost obu szybkości reakcji), to odpowiedź C powinna być uwzględniona łącznie z A. Interesujące będzie zestawienie wyników szkoły 3, w której używany jest podręcznik 1.

Zadanie 13.

Ciśnienie gazów można zwiększyć poprzez: 1. zmniejszenie objętości zbiornika
2. podwyższenie temperatury w stałej objętości 3. wprowadzenie przy stałej objętości dodatkowej ilości gazu (reagenta lub gazu obojętnego)

Rozważmy następującą równowagę w układzie gazowym: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$

Ciśnienie całkowite w tym układzie **wzrosło** w wyniku różnych działań. Które z następujących zaburzeń ciśnienia **nie naruszy** równowagi reakcji? W przypadkach B, C i D objętość układu jest stała.

- A. zmniejszenie objętości zbiornika ($T = \text{const.}$)
- B. podniesienie temperatury
- C. wprowadzenie do zbiornika argonu
- D. wprowadzenie dodatkowej ilości wodoru

Komentarz: Poprawna odpowiedź C.

W przypadku A stężenia wszystkich reagentów maleją w tym samym stopniu, co dla tej reakcji przesunęło równowagę, zaś w D wzrasta tylko stężenie substratu – co dla uczniów jest typowym przypadkiem. W odpowiedzi B stężenia molowe pozostają stałe, zmienia się natomiast stała równowagi, co automatycznie skutkuje jej przesunięciem. W C stężenia wszystkich reagentów są niezmiennicze i równowaga jest zachowana. Problem wydaje się łatwy dla licealisty, ale ponieważ jego rozumowanie opiera się na regule przekory, to wobec wzrostu ciśnienia we wszystkich przypadkach, może ulec konfuzji wskazać błędną odpowiedź. Istotny w tym zadaniu będzie udział błędnych odpowiedzi, bez względu na ich rozkład.

Zadanie 14.

Do reaktora, w którym ustalił się stan równowagi reakcji:

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ wprowadzono dodatkową ilość Fe_2O_3 zachowując wartości wszystkich pozostałych parametrów. W wyniku takiej ingerencji:

- A. wzrosła szybkość reakcji w prawo względem reakcji w lewo
- B. równowaga przemieściła się w prawo
- C. równowaga przemieściła się w lewo
- D. równowaga nie uległa naruszeniu

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Odpowiedzi A i B są równoważne i obie są błędne. Wybór pierwszej z nich świadczy o kłopotach ucznia z interpretacją szybkości reakcji w układach heterogenicznych, zaś wybór B o stosowaniu zawartego w niektórych podręcznikach błędnego schematu dla reguły przekory. Spodziewany jest duży udział odpowiedzi B. Głównie z powodu schematyzmu w traktowaniu problemów rozwiązywanych w oparciu o reguły. Wprowadzenie tego substratu nie zmienia jego stężenia, bo jest on substancją stałą. Uczeń powinien stosować regułę Le Chatelier'a wyłącznie dla zmiany parametru intensywnego, a żaden z nich nie uległ zmianie.

Zadanie 15.

Dla reakcji w układzie homogenicznym rozcieńczenie reagentów składnikiem nieaktywnym chemicznie może przesunąć równowagę reakcji. Jeżeli dla reakcji

$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$ zachodzącej w fazie gazowej ustaliła się równowaga, to wprowadzenie do układu argonu w warunkach: I – stałego ciśnienia i II – w stałej objętości spowoduje przesunięcia równowagi odpowiednio:

- A. w lewo i w lewo
- B. w prawo i w prawo
- C. w lewo i w prawo
- D. w lewo i nie naruszy równowagi

Komentarz: Poprawna odpowiedź D.

Zadanie wymaga posłużenia się prawem równowagi, bo reguła przekory nie jest w podręcznikach sformułowana dla takich przypadków. Spodziewany jest w tym zadaniu duży udział wyborów losowych i dość równomiernego rozkładu wyników. Jeżeli uczniowie skojarzą rozcieńczenia tym przypadkiem z prawem rozcieńczeń dla słabych elektrolitów (regułą), to dominować powinna błędna odpowiedź B.

Zadanie 16.

Dla egzotermicznej reakcji $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$ zachodzącej w sztywnym zbiorniku wzrost temperatury przesuną równowagę w lewo. Jest to konsekwencją:

- A. Wyłącznie zmiany wartości stałej równowagi.
- B. Zmiany wartości stałej równowagi i wzrostu ciśnienia ze względu na wyższą temperaturę.
- C. Wzrostu średniej energii kinetycznej cząsteczek gazów.
- D. Silniejszego wzrostu ciśnienia amoniaku niż ciśnienia azotu i wodoru.

Komentarz: Poprawna odpowiedź A.

Postawiony w zadaniu problem wymaga odniesienia do prawa działania mas, a nie dwukrotnego stosowania reguły przekory. Stężeniowa stała równowagi jest zazwyczaj jedyną jaką poznaje licealista. Opisane w zadaniu zaburzenie nie zmienia wartości początkowych stężeń, a stąd powinno wynikać uwzględnienie tylko temperatury. Dwukrotne zastosowanie reguły przekory powinno doprowadzić go do odpowiedzi B. Jeżeli uczeń poznaje kinetyczne uzasadnienie reguły przekory, to będzie poszukiwał wyjaśnienia na gruncie kinetyki (jak w podręczniku 1.) i wskaże C. Wybór D może mieć wyjaśnienie w psychologii. W trudnej sytuacji problemowej uczeń ignoruje informacje zawarte w trzonie zadania i znane mu prawa gazowe (taki sam przyrost temperatury powoduje jednakowy wzrost ciśnienia wszystkich gazów), a koncentruje się na samym obiekcie (równanie równowagi reakcji) i wyborze odpowiedzi.

3.7.8. Wyniki badań Testem 3., ich analiza i wnioski

Obowiązujące w szkołach objętych badaniami podręczniki to:

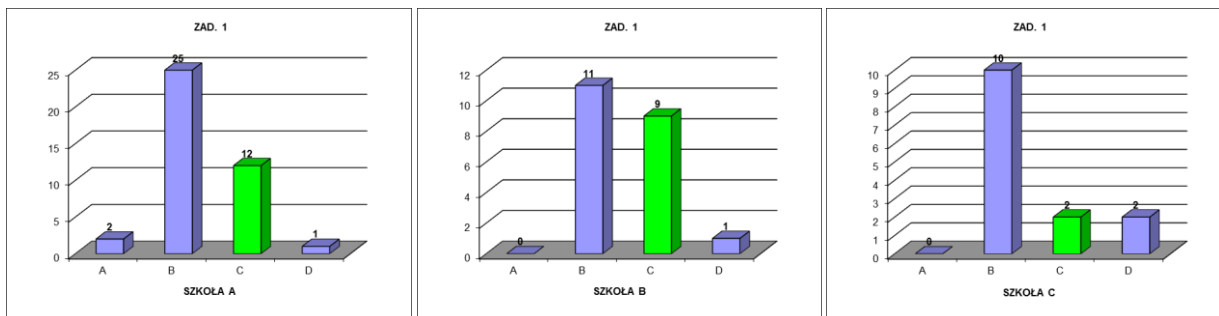
Szkoła A (40 uczniów) – podręcznik 4. (części 1 i 3); szkoła B (22 uczniów) – podręcznik 5.
szkoła C (14 uczniów) – podręcznik 1.

Zadanie1.

szkoła A: 2A(5%), 25B(62,5%), 12C(30%), 1D(2,5%)

szkoła B : 0A, 11B(50%), 9C(41%), 1D(4,5%), 1-(4,5%)

szkoła C: 0A, 10B(72%), 2C(14%), 2D(14%)



Uczniowie dokonują tu wyboru *parametrów intensywnych*, zdefiniowanych w trzonie zadania. Żaden z podręczników tego pojęcia nie zawiera. Ponieważ reguła przekory w podręcznikach formułowana jest bardzo ogólnie, bez odwołania się do prawa równowag jako źródła z którego wynika, to jej poprawne stosowanie wymaga odniesienia „bodźca” do zmiany właśnie takiego parametru. Najczęściej występującą we wszystkich trzech szkołach sytuacją (63 %, 50 % i 72 %) było wskazanie odpowiedzi B, czyli parametrów stanu gazu. **Potwierdza to postawioną na początku hipotezę, że parametry układu będą tak kojarzone.** Podobnie jak w przypadku tego zadania, nieuważna analiza informacji wprowadzających w problem w trzonie zadania jest podstawową przyczyną niepowodzeń na egzaminie maturalnym. Odpowiedzi poprawnych było odpowiednio: 30%, 41% i 14%.

Wnioski: Większość uczniów kojarzy parametry układu z parametrami stanu gazu, gdzie aż dwie wielkości (liczba moli i objętość) zależą od masy. Odpowiedź B, najczęściej wybierana, to właśnie parametry występujące w równaniu Clapeyrona. Odpowiedź A, w której występują te same parametry ekstensywne co w B, była ignorowana, bo nie zawierała ciśnienia gazu. Taki rodzaj zadań w maturalnym arkuszu egzaminacyjnym, gdzie uczeń musi przetworzyć nową dla niego informację, również należy do tych o najmniejszych stopniach łatwości. Opisy stanów układów innych niż gazowe w podręcznikach są dość rzadkie, a jeśli występują, to są niepełne. W niektórych podręcznikach lista parametrów od których zależy szybkość reakcji w fazie gazowej zawiera parametry zależne, np. ciśnienie i stężenie, ciśnienie i średnią odległość między cząsteczkami, bez wskazania na związek tych parametrów. Przyczyną jest tu zapewne nieświadomość autorów. Ogólnie uczniowie mają problemy z opisem stanu układu, bo poza przypadkiem stanu gazowego nie jest to praktykowane. To stwarza trudności w poprawnym odbiorze treści komunikatów w trzonie zadania. Może być także przyczyną nie tylko problemów z regułą przekory, ale także mylenia **równowagi procesu**, rozumianej jako balans kinetyczny przeciwnych reakcji, z samym **stanem równowagi**, określanym przez zestaw niezależnych parametrów układu równowagowego. Utożsamianie tych dwóch określeń jest sytuacją spotykaną nader często, także w podręcznikach. W podręczniku 5., str. 204 czytamy: „Stan będący skutkiem równowagi dynamicznej oznacza, że jakakolwiek zmiana warunków reakcji spowoduje zmianę tego stanu.”, co jest prawdą, lecz już na str. 207 można przeczytać: „Ciśnienie nie ma wpływu na stan równowagi procesu, gdy reakcja przebiega bez

zmiany objętości.” Odniesienia do stanu równowagi są tu wzajemnie sprzeczne. W drugim zdaniu stan równowagi utożsamia się z równowagą, a ten stan równowagi w pierwszym zdaniu należałoby rozumieć jako zbiór parametrów układu w równowadze. Poza tym to nie ciśnienie wpływa na równowagę (lub stan równowagi), a jego zmiana. Drugie ze zdań stanowi łamigłówkę, której jedynym rozwiązaniem jest uznanie go za KA. Jeżeli zmiana ciśnienia nie powoduje zmiany objętości, to mamy do czynienia z fazą skondensowaną. Przypuszczalnie chodzi autorce o równowagę w układzie gazowym, gdy w wyniku reakcji nie zmienia się liczba moli gazów. Równowaga nie jest wówczas naruszona, ale stan układu opisują już inne wartości stężeń. Zatem nie jest to dotychczasowy stan równowagi.

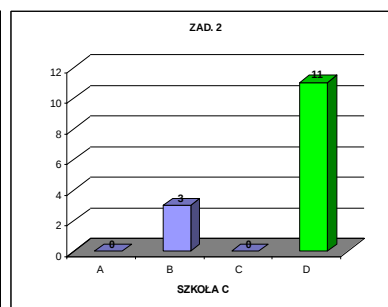
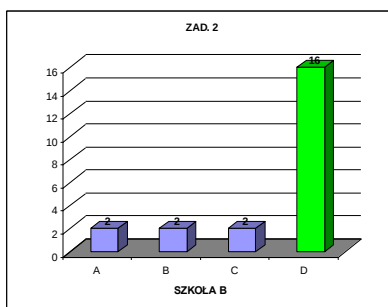
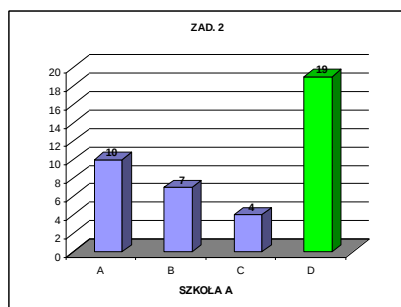
Utożsamianie współczynników molowych przed wzorami gazowych substancji z objętościami tych gazów można spotkać też w podręczniku 1. Świadomość faktu, że stężenie jest parametrem intensywnym, ułatwia uczniom rozumowanie. Na przykład w zadaniach, gdzie występują przeliczenia stężeń na inną postać tego ułamka, uczeń może przyjąć dowolną, najwygodniejszą w rachunkach ilość roztworu. Nagminną praktyką uczniowską na egzaminie maturalnym jest stosowanie wyuczonej na pamięć formuły na przeliczanie stężeń molowych na procentowe, zamiast przetransformować jednostki wielkości w liczniku i mianowniku ułamka.

Zadanie 2.

szkoła A: 10A(25%), 7B(18%), 4C(10%), **19D(47%)**

szkoła B: 2A(9%), 2B(9%), 2C(9%), **16D(73%)**

szkoła C: 0A, 3B(21%), 0C, **11D(79%)**



Zadanie sprawdza jak uczniowie analizują warunki, w których może ustalić się stan równowagi fazowej dla wody. Nie znają oni diagramu fazowego wody, ani reguły faz, ale zadanie wymaga od nich jedynie ogólnej wiedzy o równowagach. W tym przypadku chodzi o warunek izolacji energetycznej układu. Poprawnej odpowiedzi udzieliło w trzech badanych szkołach odpowiednio 47%, 73% i 79%. Odpowiedzi A pojawiały się w 25%, 9% i 0% przypadków. Odpowiedzi B lub C to 28%, 18% i 21%.

Wnioski: Użyty w tym zadaniu przykład równowagi dotyczy procesu fizycznego, niespotykanego w licealnych podręcznikach. Może to kierować uwagę uczniów w stronę wcześniejszej, gimnazjalnej wiedzy o procesach topnienia i krzepnięcia z lekcji fizyki. Wykład o równowagach w podręcznikach licealnych koncentruje się na równowagach reakcji chemicznych. Brakuje w nich podkreślenia ogólnego charakteru prawa równowagi dla procesów molekularnych i zastosowania go do opisu takich zjawisk, jak topnienie, parowanie i sublimacja. Na lekcjach chemii nie odwołuje się też do energetyki tych procesów. Na równowagi rozpuszczania związków jonowych trudnorozpuszczalnych uczniowie patrzą jak na reakcje chemiczne, bo stosują tam zapisy wzorów chemicznych. Aż 25 % licealistów z pierwszej szkoły (tylko 9% z drugiej i 0% z trzeciej) uznało, że równowaga ciecz – ciało stałe sprowadza się tylko do stałości temperatury. Ten aspekt procesu topnienia jest podkreślany na fizyce w gimnazjum. Na stosownym diagramie w podręczniku, który przedstawia zależność

temperatury takiego układu od ilości dostarczonej energii, płaski odcinek wykresu odpowiada jednak tylko współistnieniu dwóch faz, a nie równowadze. Odpowiednio 27,5%, 18% i 21% badanych uczniów wybierało stałą wartość innego parametru intensywnego. W omawianym przypadku stałość tych parametrów jest w stanie równowagi zapewniona na podstawie opisu w trzonie zadania. Wybór warunku izolacji układu (tutaj termicznej) wskazała zdecydowana większość uczniów szkół B i C, i niespełna 50% ze szkoły A. **Izolacja układu jako warunek istnienia równowagi powinien być w szkolnym podręczniku** zasadniczym kryterium jej istnienia. Jest nim jednak warunek $T = \text{const}$, i stałość pozostałych parametrów intensywnych układu. Przykład równowagi z tego zadania pokazuje, że ze stałości temperatury układu nie wynika, że układ nie wymienia energii. Dla równowag w układach heterogenicznych, a takie są również rozpatrywane w liceum, opis stanu równowagi wymaga też podania ilości (np. mas) poszczególnych faz, tj. parametrów ekstensywnych.

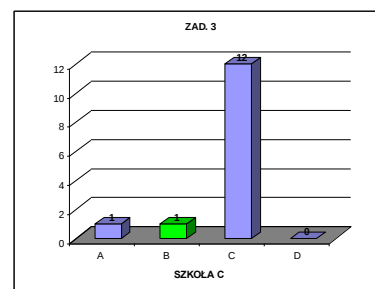
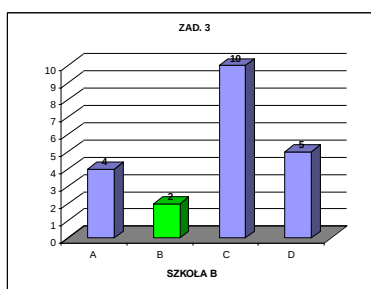
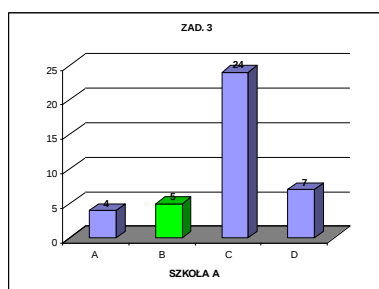
Zadanie 3.

Wyniki:

szkoła A: 4A(10%), 5B(12%), 24C(60%), 7D(18%)

szkoła B: 4A(18%), 2B(9%), 10C(45%), 5D(23%), 1- (5%)

szkoła C: 1A(7%), 1B(7%), 12C(86%), 0D



Podobnie jak zadanie poprzednie to również dotyczy parametrów stanu równowagi chemicznej. Tym razem chodzi o minimalną liczbę takich parametrów. Pomimo dobrej znajomości równania stanu gazu, uczniowie nie dostrzegają, że trzy parametry intensywne dotyczące gazów są od siebie zależne. Powinni zetknąć się z formą zapisu równania w postaci $p = cRT$, ale żaden podręcznik jej nie zawiera. To pozwala dostrzec, że w stałej temperaturze stężenie molowe gazu i jego ciśnienie są proporcjonalne i wielkości te mogą być stosowane zamiennie. Wymieniają wszystkie parametry intensywne, stąd dominuje we wszystkich szkołach odpowiedź C (60 %, 45 %, 86 %). Mniej jest odpowiedzi D, gdzie wybór poszerzono o objętość. Odpowiedzi poprawnych w porównaniu do niewłaściwych było najmniej.

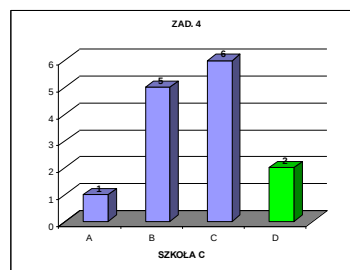
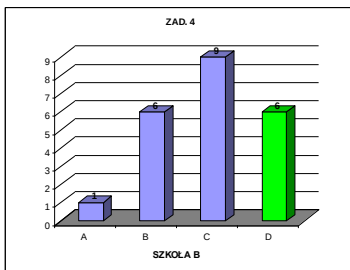
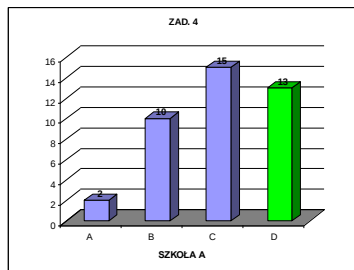
Wnioski: W podręcznikach, z których korzystają poddani badaniom uczniowie, w opisie równowag operuje się ciśnieniem i objętością gazu tak, jakby były niezależnymi od siebie parametrami. W podręczniku 1. analiza przesuwania równowag przy zmianie objętości prowadzi do zanegowania w komentarzu autorskim praw gazowych. Przy opisie czynników wpływających na szybkość reakcji w gazach wymieniane są obok siebie stężenie molowe gazu i jego ciśnienie. Znowu traktuje się te wielkości jako niezależne parametry. Takie KA przeniosły się na wybory uczniów w zadaniu 3. Wzajemna zależność parametrów stanu gazu to zagadnienie omawiane też na lekcjach fizyki, ale tutaj należałoby je uczniom starannie wyjaśnić, zwłaszcza że nie byli z nim jeszcze zapoznani. Przy wyborze w tym zadaniu uczniowie kierowali się liczbą parametrów intensywnych. Im było ich więcej, tym opis wydawał im się lepszy. Podkreślony w zadaniu warunek nie był uwzględniany, zapewne z tego powodu, że uczniowie nie widzieli wzajemnej zależności niektórych parametrów.

Zadanie 4.

szkoła A: 2A(5%), 10B(25%), 15C(38%), **13D(32%)**

szkoła B: 1A(4%), 6B(27%), 9C(41%), **6D(27%)**

szkoła C: 1A(7%), 5B(36%), 6C(43%), **2D(14%)**



Sprawdza ono czy uczniowie rozpoznają warunki, w których może ustalić się stan równowagi. W podręcznikach podkreślany jest warunek kinetyczny - zrównanie szybkości przeciwstawnych procesów oraz stałość parametrów układu. Nie są to warunki wystarczające, ale większość wyborów, których dokonali uczniowie dotyczyła jednego z nich. Najbardziej istotną cechą równowagi wydał się uczniom jej kinetyczny aspekt (C), który dotyczy także stanu stacjonarnego. Wybrało go w badanych szkołach 38%, 41% i 43 %. Na warunek stałości parametrów układu wskazało 25%, 27% i 36%. Informacja, że stan równowagi dotyczy **układu zamkniętego**, a tylko to pozwalało wybrać poprawną odpowiedź, występuje we wszystkich podręcznikach, lecz jest tam bardzo słabo wyeksponowana. **W żadnym z podręczników**, ani w publikowanych materiałach dydaktycznych dla licealistów, nie opisano przykładu takiej sytuacji, w której przy stałości parametrów układu występuje przepływ masy i (lub) energii. Opisywany tu układ jest otwarty, a to, że proces jest nieodwracalny dostrzegło w opisywanym zjawisku odpowiednio 32 %, 27 %, i 14 % uczniów.

Wnioski: Podkreślanie warunku koniecznego, **izolacji układu**, dla ustalenia się stanu równowagi powinno być akcentowane w podręcznikach bardzo wyraźnie. Przykładom układów równowagowych powinien być przeciwstawiony chociażby jeden przykład *stanu stacjonarnego*. Tego ostatniego pojęcia brak we wszystkich analizowanych podręcznikach. Konieczność wzmianki o stanie stacjonarnym (ustalonym) w podręcznikach chemii wynika chociażby stąd, że większość analogii, które modelują uczniom stan równowagi, to w istocie przypadki stanów stacjonarnych. Uczniowie stykają się z określeniem *równowaga* od swych wczesnych lat i to w bardzo różnych okolicznościach, niekoniecznie związanych ze szkołą. Równowagi w biocenozach, które omawiają na lekcjach przyrody i biologii, to w istocie stany ustalone. Jeżeli słowo z języka potocznego ma funkcjonować jako termin naukowy, to w jego przedstawieniu należy zachować szczególną staranność, uwzględniając możliwe skojarzenia z innymi jego znaczeniami. Pierwszym warunkiem dla równowagi termodynamicznej powinno być to, że **w stanie równowagi układ nie wymienia masy i energii**, tzn. jest układem izolowanym. Zatem uczeń analizując problem równowagi układu, powinien stwierdzić brak przepływów masy i energii, zanim przejdzie do analizy parametrów stanu.

Zadania maturalne i ćwiczeniowe dotyczące termodynamiki wymagają jedynie zastosowania wyuczonych reguł, a nie egzekwują sprawdzenia warunków, dla których te reguły są spełnione. Autorzy zadań również nie dbają o zamieszczanie ich w opisie problemów. Każda z odpowiedzi A, B, C zawiera jakieś cechy stanu równowagi. Zasada wyboru tylko jednej odpowiedzi skłania zatem do zaznaczenia odpowiedzi D. Przypuszczalnie ci uczniowie, którzy zaznaczyli D, kierowali się nie tyle wiedzą, co logiką rozwiązywania tego typu zadań. Gdyby to samo zadanie ustalić jako wybór wszystkich poprawnych odpowiedzi, to na

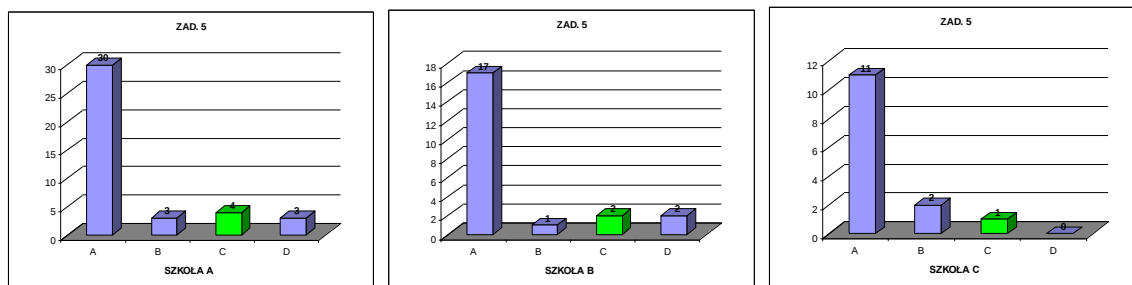
podstawie przedstawionych wyżej przesłanek częstość wyboru odpowiedzi D byłaby znikoma.

Zadanie 5.

szkoła A: 30A(75%), 3B(7,5%), **4C(10%)**, 3D(7,5%)

szkoła 2: 17A(77%), 1B(5%), **2C(9%)**, 2D(9%)

szkoła 3: 11A(79%), 2B(14%), **1C(7%)**, 0D



Ma ono na celu sprawdzenie jak uczniowie rozumieją odwracalność reakcji chemicznej. **Jest to kluczowe pojęcie** dla rozumienia istoty procesów równowagowych. Proces odwracalny znaczy w termodynamice tyle co równowagowy na całej drodze. Pozwala to na przykład na obliczanie pracy i ciepła na podstawie wartości parametrów układu, czyli wielkości, które nie są funkcjami stanu. Końcowy rezultat, stan równowagi, można osiągnąć zarówno na drodze odwracalnej, jak i nieodwracalnej, a zmiany funkcji stanu są wówczas identyczne. W odpowiedzi poprawnej (C) zawarty jest ten aspekt reakcji odwracalnej. Ponieważ termodynamika, gdzie określanie założeń jest w rozumowaniu kluczowe, nie jest dla licealisty obligatoryjnym narzędziem do opisu równowag, to termin ten powinien być wyjaśniony wyjątkowo starannie. Aby odpowiedź A była poprawną, należałoby w niej dodać: „przy niewielkiej zmianie warunków”. W podręcznikach spotyka się najczęściej taką wykładnię, jak w odpowiedzi A. Co więcej, zapisywane są dwa odrębne równania obu procesów składających się na równowagę, z sugestią, lub wręcz stwierdzeniem, że zachodzą w różnych warunkach. To już jest KA o poważnych konsekwencjach dla rozumienia zagadnień równowag. Odpowiedź A może być warunkowo poprawna, ale w tym zadaniu nie ma postawionych żadnych warunków i nie jest odpowiedzią pożądaną. Wybrała, ją zgodnie z oczekiwaniem, zdecydowana większość, tj. 75 %, 77 % i 79 % uczniów. Odpowiedź poprawna i pozostałe dystraktory były w przybliżeniu równoliczne. Udział odpowiedzi poprawnych to 10%, 9% i 7%.

Wnioski: Podręczniki instruują ucznia tak, że kojarzy odwracalną reakcję z potocznym rozumieniem słowa „odwracalny”, dalekim od sensu termodynamicznego. Oczekiwanym wówczas wyborem powinna być odpowiedź A i to potwierdził wynik tego zadania. Jest to powszechna KA dotycząca równowag, nie tylko wśród uczniów, ale także części autorów podręczników. Odpowiedzi B i D to sytuacje, które mogą mieć miejsce nie tylko w przypadku reakcji odwracalnej. Ten sposób rozumienia odwracalności reakcji prowadzi do KA w pojmowaniu innych aspektów równowag chemicznych. Jednego z takich skutków pojmowania odwracalności dotyczy kolejne zadanie.

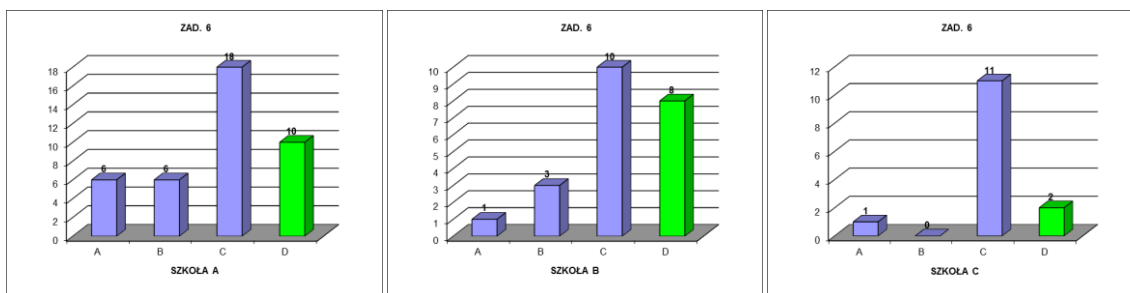
Zadanie 6.

Wyniki:

szkoła A: 6A(15%), 6B(15%), 18C(45%), **10D(25%)**

szkoła B: 1A(5%), 3B(14%), 10C(45%), **8D(36%)**

szkoła C: 1A(7%), 0B, 11C(79%), **2D(14%)**



Służyło on sprawdzeniu umiejętności analizy sytuacji pod względem odwracalności zachodzącego procesu. Wybrano sytuację związaną z programowym zagadnieniem, jakim jest elektroliza. Prąd stały w elektrolitach powinien być kojarzony z jednokierunkowością procesów utleniania i redukcji, zatem z nieodwracalnością. W zadaniach maturalnych nieodwracalność procesów elektrolizy i reakcji zachodzącej w pracującym ogniwie galwanicznym traktowane są przy ocenianiu bardzo pryncypialnie. Zapisanie dwóch skierowanych przeciwnie strzałek w takich reakcjach skutkuje utratą punktu, podczas gdy dla odwracalnych procesów dysocjacji i hydrolizy brak drugiej strzałki nie jest penalizowany. Tym razem wszystkie dystryktory to odpowiedzi zdecydowanie błędne. Poprawnego wyboru dokonało odpowiednio 25 %, 36 % i 14 % uczniów. Zdecydowana większość koncentrowała uwagę na stałości parametrów procesu elektrolizy i potraktowała to jako wystarczający warunek równowagi. Najwięcej wyborów dotyczyło sytuacji, gdzie liczba ustalonych parametrów elektrolizy była największa.

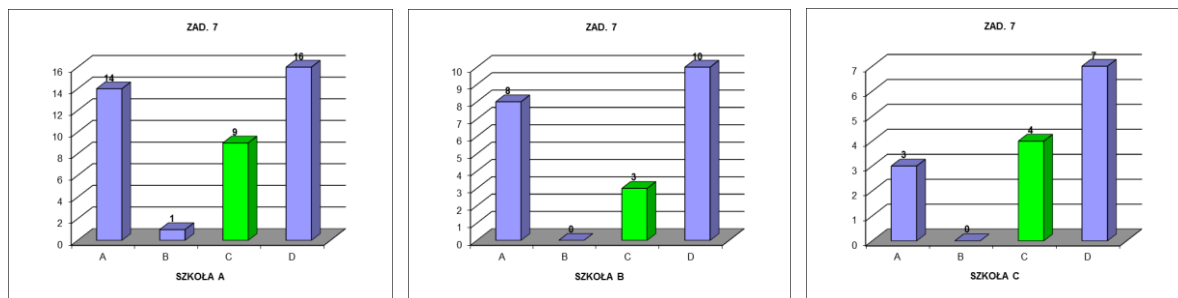
Wnioski: Większość uczniów nie rozumie istoty odwracalności i nieodwracalności procesów, bo ani autorzy podręczników, ani nauczyciele, nie wyjaśniają im tego w prosty, poprawny i zrozumiały sposób. Czasami nie wyjaśniają wcale, *vide*: „Odwracalność procesów fizycznych jest dla was oczywista” (podręcznik 10.). Najprostszą koncepcją metodyczną byłoby określenie: *odwracalny* = *równowagowy*, a jeżeli układ nie jest w stanie równowagi, to proces jaki w nim zachodzi jest *nieodwracalny*. Nie ma potrzeby komplikowania i wprowadzania na tym etapie edukacji pojęcia *proces kwazistatyczny*, jako przykładu procesu odwracalnego biegnącego do innego stanu makro układu. Konieczność wykonania pracy przez siły otoczenia (tutaj źródło napięcia), aby proces przebiegał, to wystarczające kryterium jego nieodwracalności. W niektórych z badanych podręczników, w obszarze treści pozaprogramowych ilość KA związanych z innym ważnym terminem, *samorzutnością* procesów jest imponująca. Nie można w nich odnaleźć wyjaśnienia sensu tego terminu, więc zapewne chodzi autorom o jego potoczne znaczenie. Może to być argument za tym, aby w liceum nie nauczać o równowagach z wykorzystywaniem potencjałów termodynamicznych. Niesamorzutny proces ma jeszcze inne określenie, *proces wymuszony*. W jednym z analizowanych podręczników autor argumentuje, że jeśli reakcja zachodzi samorzutnie dopiero w podwyższonej temperaturze, to jest to proces wymuszony! Wymuszony poprzez zmianę temperatury! Jest to albo lapsus językowy, gdzie nieopatrznie użyto wyrazu mającego w terminologii naukowej inne znaczenie, albo KA. Ustalenie stanu faktycznego wymagałoby tutaj przeprowadzenia wywiadu lub ankiety, ale z jakości przekazu w tym dziale programowym to **język przekazu** wydaje się być podstawową przyczyną nieporozumień, zaraz po braku rzetelnej wiedzy z termodynamiki.

Zadanie 7.

szkoła A: 14A(35%), 1B(2%), **9C(23%), 16D(40%)**

szkoła B: 8A(36%), 0B, 3C(14%), 10D(45%), 1-(5%)

szkoła C: 3A(21%), 0B, 4C(29%), 7D(50%)



Zadanie to bada jak uczniowie postrzegają stałą równowagi. Czy jest to dla nich liczba, czy też funkcja. Poprawnego wyboru dokonało tutaj 23 %, 14 % i 29 % uczniów. Wybór jednej z pozostałych odpowiedzi wynikał z przekonania o zależności stałej równowagi od stężeń reagentów: 35%, 36%, 21%, bądź przekonania, że **wartość K zależy zarówno od stężeń reagentów**, jak też tego, że w tym samym układzie zachodzą inne reakcje (40%, 45%, 50%). Porzucenie opcji A na rzecz D (najliczniejszy wybór) był logiczną konsekwencją przekonania o tym, że stała równowagi zależy od stężeń reagentów, ponieważ inne reakcje zachodzące w tym samym układzie mogą mieć na wpływ na stężenia reagentów. **Hipoteza, że część uczniów jest przekonana o tym, że stała równowagi jest funkcją stężeń została potwierdzona. To, że jest to aż tak powszechna KA okazało się zaskakujące.** Okazało się, że wykorzystywany w nauczaniu podręcznik nie odgrywa tu istotnej roli. We wszystkich trzech podręcznikach w wyróżnionych w druku fragmentach są przesłanki prowadzące do takiego przekonania. Podręcznik 1.: „K wyraża się stosunkiem iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów i ma wartość stałą w stałej temperaturze.” Początek tego zdania opisuje K (liczbę) jako funkcję stężeń i jest przesłanką do przyjęcia powyższej KA.

W podręczniku 4. *Chemia 3* prawo działania mas (str. 71 – ramka) zapisane jest jako funkcja bez podania jej wartości, tj. przyrównania do K, natomiast na marginesie kolejnej strony jest definicja K w identycznej wersji jak w podręczniku 1. W podręczniku 5. zapisano, że wyrażenie funkcyjne opisujące prawo działania mas „nazywa się **stężeniową stałą równowagi**” (wyróżnienie jak w oryginale). W materiale ćwiczeniowym podręczników polecenie „zapisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi” pojawia się wiele razy. Rezultaty takiego języka przekazu są jak wyżej przedstawione.

Wnioski: Przekonanie o tym, że stała równowagi zależy od stężeń uniemożliwia uczniom samodzielną interpretację prawa działania mas dla zaburzeń stanu równowagi. Skazani są wówczas na regułę przekory. Ta KA wynika w dużej mierze ze sposobu instruowania uczniów przez podręczniki i przez narzędzia sprawdzania ich wiedzy. „Stała równowagi wyraża się stosunkiem stężeń ...” (podręcznik) i „Zapisz wyrażenie na stałą równowagi” (postać polecenia w zadaniu) to najczęstszy sposób, w jaki komunikowane jest prawo działania mas oraz polecenie jego zapisania dla wskazanej równowagi. Powszechna forma zapisu prawa równowag to: $K = \text{funkcja stężeń równowagowych reagentów}$. Błędne skojarzenie jest tu wręcz nieuniknione, chyba że niektórym uczniom utkwi w pamięci przestroga: **stała równowagi zależy tylko od temperatury** i odejdą od naturalnego skojarzenia. Sformułowania typu „Wyrażenie na stałą równowagi” powinny być zwrotem zakazanym, bo implikują zależność od stężeń i są formą zdaniową typową dla polecenia „zapisz wyrażenie funkcyjne”. Stałej równowagi, która jest liczbą, nie wyraża się przez zmienne. Pewne funkcje stężeń równowagowych mają po prostu stałą wartość K. Prawo działania mas (prawo równowagi) powinno być zapisywane tak, jak zapisuje się na lekcji

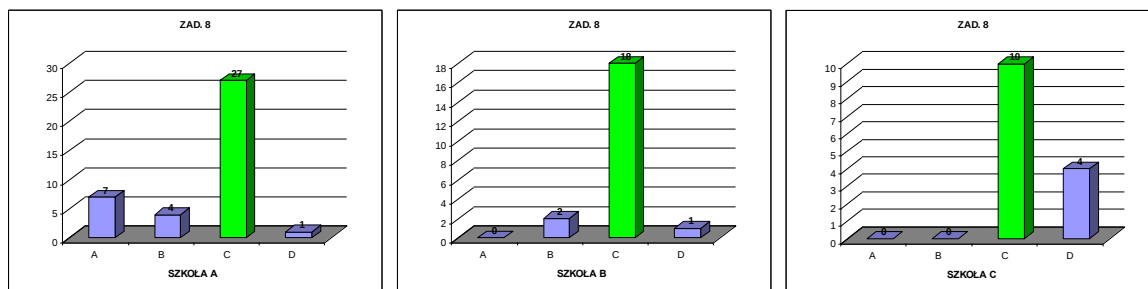
matematyki **funkcje stałe**: funkcja stężeń równowagowych = K_c . Z wyraźnym podkreśleniem, że K_c to liczba.

Zadanie 8.

szkoła A: 7A(18%), 4B(10%), **27C**(68%), 1D(2%), 1-(2%)

szkoła B: 0A, 2B(9%), **18C**(82%), 1D(4,5%), 1-(4,5%)

szkoła C: 0A, 0B, **10C**(71%), 4D(29%)



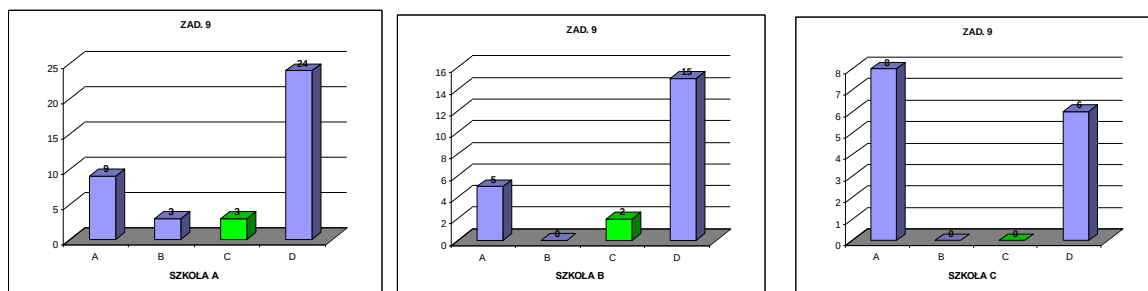
Służy to zadanie sprawdzeniu jak uczniowie interpretują liczbową wartość K . Wnioski w opcjach wyboru dotyczyły składu mieszaniny równowagowej, możliwości przebiegu reakcji i jej odwracalności. Większość uczniów nie miała z tym problemu, chociaż podręczniki z których korzystają nie poświęcają tej kwestii zbytnej uwagi. Jedynie w szkole A 18 % uczniów zaznaczyło, że mała wartość K świadczy o nieodwracalności reakcji. Wskazywałoby to, że dla tej grupy nieodwracalność kojarzy się z dużym (lub) małym stopniem równowagowego przereagowania, czyli z tzw. „praktyczną nieodwracalnością”. Zrezygnowano w teście 3. ze sprawdzenia, w jakim zakresie polscy uczniowie wiążą wartość K z szybkościami przeciwstawnych reakcji, bądź też z ich stałymi szybkości. Ponieważ w podręcznikach 1. i 5. wyprowadzenie prawa działania mas dla ogólnego przypadku zawiera jako konkluzję, silnie akcentowaną zależność $K_c = k_2/k_1$, to wiadomo jakiego wniosku można w tym przypadku oczekiwać od uczniów tych dwóch szkół. Postulowanym w tej pracy modelem nauczania o równowagach jest nie łączenie go z zagadnieniami kinetyki. Badania KA w tym zakresie prowadzono w innych krajach i stwierdzono na przykład, że część uczniów wiąże małą wartość K z małą szybkością reakcji. Autorzy tych badań nie analizowali przyczyn tej KA. Takie przekonanie uczniów jest w pełni uzasadnione, jeżeli w jego podręczniku stała równowagi jest przyrównana do ilorazu stałych szybkości reakcji, co wykazano już wyżej. W analizowanych podręcznikach występują też KA związane z interpretacją wartości standardowej entalpii swobodnej reakcji, ΔG^0 . Znak tej funkcji pozwala ocenić wartości liczbowe K_c , a nie możliwość samorzutnego przebiegu reakcji. Te zagadnienia, jako najczęściej nie poruszane na lekcjach, wyłączono z obszaru badań.

Zadanie 9.

szkoła A: 9A(22%), 3B(8%), **3C**(8%), 24D(60%), 1-(2%)

szkoła B: 5A(23%), 0B, **2C**(9%), 15D(68%)

szkoła C: 8A(57%), 0B, **0C**, 6D(43%)



To zadanie, również poświęcone interpretacji stałej równowagi, okazało się koncepcyjnie zbyt trudne (8 %, 9 % i 0 % poprawnych odpowiedzi). Przyczyną jest brak doświadczenia uczniów w analizie tego rodzaju równowagi (ciecz $\leftrightarrow$ para). Gdyby uczeń zapisał równanie tej równowagi, a następnie prawo działania mas dla tego procesu, to jego wiedza programowa byłaby wystarczająca do samodzielnego stwierdzenia, że ciśnienie pary nasyconej zależy tylko od temperatury. Uzyskane przez uczniów wyniki spowodowane są sposobem nauczania o równowagach. Ma ono charakter bardziej egzemplifikacyjny niż ogólny. Uczniowie znajdują w swoich podręcznikach przykłady zastosowań prawa równowagi dla reakcji chemicznych i jednego procesu fizycznego, równowagi rozpuszczania związków jonowych trudnorozpuszczalnych. Parę nasyconą traktują tu jak gaz doskonały, stąd powszechnym wyborem były odpowiedzi D i A.

Wnioski: Sposób nauczania o równowagach nie daje uczniom uniwersalnego narzędzia, lecz sprowadza się do stosowania prawa równowag w sytuacjach typowych, tj. znanych z lekcji. Fakt, że ciśnienie pary nasyconej zależy wyłącznie od temperatury wynika z zapisu prawa działania mas. Wnioskowanie wymaga skonstatowania, że jedna strona równania to stężenie molowe pary wodnej, wielkość proporcjonalna do ciśnienia, zaś druga to K i zależy ona tylko od T . Skoro w kształceniu przyrodniczym nacisk położony jest obecnie na nauczanie ogólnych praw, to należy robić to:

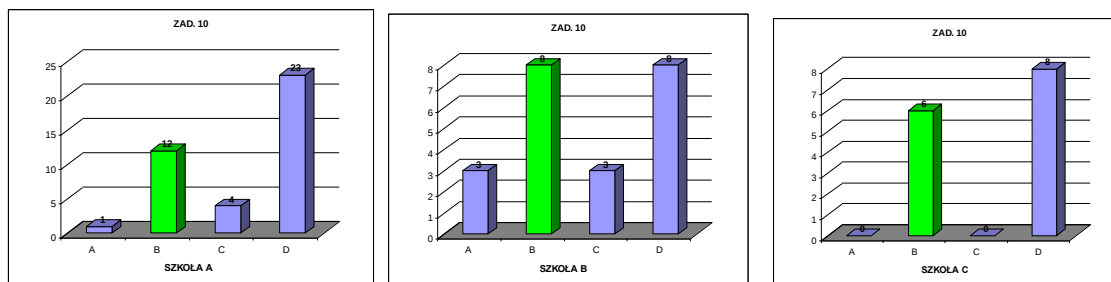
- po pierwsze uczciwie, tj. wyraźnie formułować warunki, dla których twierdzenia są prawdziwe.
- po drugie, zamieszczać w podręcznikach takie przykłady zadań i poleceń, które pozwolą uczniom samodzielnie „odkrywać” istotne zależności, a przy tym zrozumieć sens i znaczenie tego, co jest w szkole nauczane i co określone jest jako chemia ogólna.

Zadanie 10.

szkoła A: 1A(2%), **12B**(30%), 4C(10%), 23D(58%)

szkoła B: 3A(14%), **8B**(36%), 3C(14%), 8D(36%)

szkoła C: 0A, **6B**(43%), 0C, 8D(57%)



Podobnie jak poprzednie zadanie, to sprawdza umiejętność samodzielnej interpretacji prawa równowag. Możliwość uzyskiwania wielkości stałych jednych równowag na podstawie innych stałych równowagi jest użyteczna, choćby w odniesieniu do takich programowych

przypadków jak hydroliza jonów, czy stałe kwasowe i zasadowe dla par sprzężonych kwas-zasada. Udział poprawnych odpowiedzi w trzech szkołach to: 30%, 36% i 43%. Większość z badanych uczniów uważa, że stałe równowag reakcji o wspólnych reagentach są od siebie niezależne.

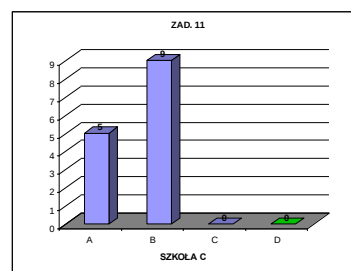
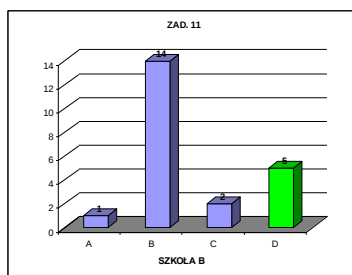
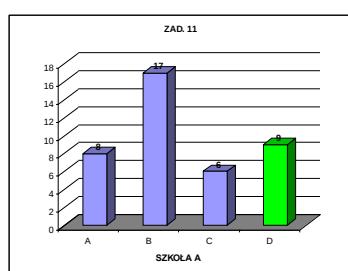
Wnioski: Uczniowie liceum nie potrafią wykorzystywać formalnych zależności wynikających z prawa działania mas, jeśli dotyczą one przypadków nie przewidzianych na lekcji. Posługiwanie się tylko regułą przekory w oderwaniu od tej ogólnej zależności sprawia, że ich rachunkowa sprawność i możliwości wnioskowania są ograniczone.

Zadanie 11.

szkoła A: 8A(20%), 17B(43%), 6C(15%), **9D(22%)**

szkoła B: 1A(4%), 14B(64%), 2C(9%), **5D(23%)**

szkoła C: 5A(36%), 9B(64%), 0C, **0D**



Podobnie jak poprzednie, zadanie to dotyczy interpretacji prawa równowag. Uczniowie w zadaniach o charakterze obliczeniowym nie analizują, czy dostarczone im w tekście dane są wystarczające do uzyskania wyniku, bo zawsze są wystarczające. Ponieważ operacje algebraiczne wykonują na liczbach niemianowanych, a większość przykładów równowag dotyczy reakcji z udziałem gazów, stąd zamiast analizą konkretnego przypadku posługują się skojarzeniami ze swoich dotychczasowych doświadczeń. Wskazanie poprawnej odpowiedzi wymaga od ucznia, albo solidnej pamięciowej wiedzy o równowagach, albo umiejętności analizy równania opisującego równowagę. Pożądaną sytuacją byłaby ta ostatnia. Najlepszą, bo pełną odpowiedź wskazało odpowiednio: 22 %, 23 % i 0 %. uczniów. Odpowiedzi częściowo poprawnej (C), dotyczącej układów gazowych, udzielił podobny odsetek badanych. Najczęściej zaznaczaną odpowiedzią było wskazanie warunku, aby reakcja zachodziła w fazie gazowej (takiej sytuacji dotyczył załączony przykład równowagi), bez żadnych ograniczeń.

Wnioski: Rozkład odpowiedzi w zadaniu 11 jest potwierdzeniem, że obliczeniowa strona zadań dotyczących równowag opiera się na podstawieniu do wzoru dostarczonych danych, bez samodzielnej krytycznej analizy przypadku. Obliczając wartość stałej równowagi uczniowie wstawiają do „wyrażenia na stałą równowagi” dostarczone w tekście wartości ilości moli, nieświadomi, że jest to uprawnione tylko w pewnych warunkach. W jednym z zadań maturalnych należało obliczyć wartość stałej równowagi reakcji estryfikacji na podstawie ilości ciekłych reagentów, przy podanej pojemności kolby 1 dm³, która to pojemność znacznie przekraczała objętość mieszaniny reakcyjnej. Wstawienie do wzoru błędnie ustalonych stężeń, zamiast liczby moli, dawało poprawny wynik i pełną punktację za to zadanie, pomimo błędnej metody rozwiązania. Dla tej konkretnej stechiometrii molowej równania równowagi rezultat nie zależy od objętości zbiornika. Wskazane w większości argumentacje uczniów to kolejny dowód na słabe zrozumienie prawa działania mas, tym razem pod kątem metodologii obliczeń z jego wykorzystaniem. Zapewne jest to wiadome autorom zadań maturalnych, bo w ich treści już kilkakrotnie podawano jako objętość

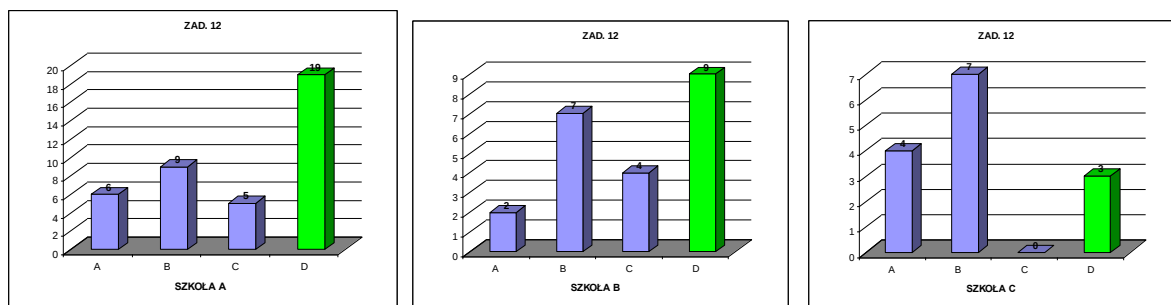
mieszaniny reakcyjnej 1 dm^3 , co eliminowało błędy metody, gdy operacje arytmetyczne wykonywano na wielkościach niemianowanych.

Zadanie 12.

szkoła A: 6A(15%), 9B(22%), 5C(13%), **19D(48%)**, 1-(2%)

szkoła B: 2A(9%), 7B(32%), C(18), **9D(41%)**

szkoła C: 4A(29%), 7B(50%), 0C, **3D(21%)**



Wykonanie tego zadania wymaga uzasadnienia reguły przekory dla wzrostu temperatury na gruncie zarówno termodynamiki (zmiana K), jak i kinetycznym. Jedynie podręcznik 1. w szkole 3. zawierał wykładnię mechanizmu kinetycznego przesunięcia równowagi, chociaż przedstawioną błędnie, tak jak w odpowiedzi B. Ta KA z podręcznika została wskazana przez 50 % uczniów tej szkoły jako odpowiedź poprawna. W pozostałych szkołach udział tej odpowiedzi był mniejszy (22 % i 32 %), chociaż ze względu na naruszenie tu podstawowej reguły dotyczącej kinetyki reakcji stanowczo za duży. Tak znaczącą przewagę tej odpowiedzi w szkole C można przypisać zapisowi w podręczniku 1. KA polegająca na tym, że ze wzrostem temperatury szybkość reakcji endotermicznej wzrasta, zaś egzotermicznej maleje jest powszechna także wśród uczniów w innych krajach. Odpowiedź poprawna (A) i w pełni poprawna (D) w szkołach A, B i C odpowiednio 63 %, 50% i 50 % .

Wnioski: Koncepcje alternatywne zawarte w podręczniku są w znaczącym stopniu przejmowane przez uczniów, nawet wówczas, gdy ich akceptacja narusza inne wpajane im reguły, ale odnoszące się do innej grupy zagadnień. Uczniów pociąga prostota wyjaśnienia faktów w podręczniku lub w przekazie treści zadania. Rezultaty są lepsze, jeżeli uczniom pozostawi się swobodę w rozumowaniu, niż wówczas, gdy podaje się im fałszywe wyjaśnienia zjawisk, które samodzielnie mogliby zinterpretować poprawnie. Świadczy o tym lepszy wynik w szkołach 1. i 2., gdzie podręczniki nie zawierają kinetycznej interpretacji mechanizmu przesuwania równowagi pod wpływem zmiany temperatury. Mylenie reguł przesuwania równowagi przy zmianie temperatury z wpływem takiej zmiany na szybkości przeciwnych reakcji jest powszechna. W nauczaniu kinetyki związek podwyższenia temperatury ze wzrostem szybkości każdej reakcji ma uzasadnienie w prostym modelu, jakim jest teoria zderzeń. Gdy po szkolnym kursie kinetyki uczniowie przechodzą do poznawania równowag chemicznych, otrzymują zestaw nieuzasadnianych niczym reguł (RLC). Są one przy tym łatwe do skojarzenia, a prostota wywodu stwarza pokusę do przenoszenia go w obszar, gdzie nie mają one już zastosowania. W ten sposób wypierana jest wcześniejsza wiedza z kinetyki reakcji. Dowodzi to przewagi w szkole *uczenia się pamięciowego* nad *uczeniem się ze zrozumieniem* w odniesieniu do trudniejszych koncepcyjnie zagadnień. Dwa aspekty warunkujące przebieg reakcji, kinetyczny i termodynamiczny traktowane są w podręcznikach rozdzielnie i tak też są przez uczniów postrzegane. Prób ich łączenia brakuje w tekście analizowanych podręczników, jak też w zadaniach z innych materiałów dydaktycznych. Jeśli wystąpią w takiej wersji jak w podręczniku 1., to są nieudane. Można zmienić kolejność omawiania tych dwóch działów tak, aby termodynamika poprzedzała

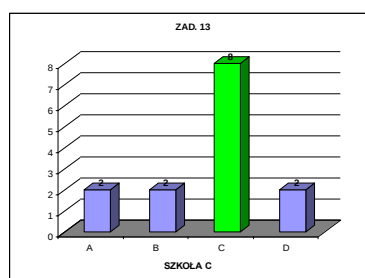
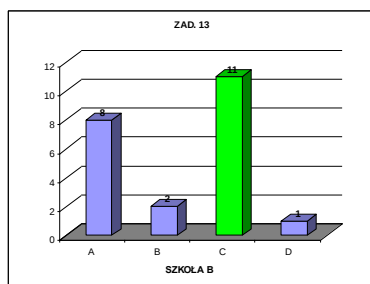
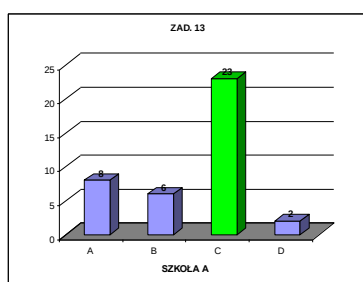
kinetykę ale niekoniecznie musi to przynieść istotny efekt. Ponieważ integrowanie tych dwóch grup zagadnień nie jest proste, to najlepszym rozwiązaniem wydaje się aby nie łączyć zagadnień kinetyki i statyki chemicznej **w szkole średniej** z pożytkiem dla jakości wiedzy z obu dziedzin. Zwłaszcza zagadnienia równowag są dla uczniów w tym wieku koncepcyjnie trudne i lepiej jest pomóc im stosować do ich analizy prawo działania mas, zamiast eliminujących myślenie reguł, a do tego komplikować zależności przez włączanie do rozważań o równowagach kinetyki reakcji.

Zadanie 13.

szkoła A: 8A(20%), 6B(15%), **23C(58%)**, 2D(5%), 1-(2%)

szkoła B: 8A(36%), 2B(9%), **11C(50%)**, 1D(5%)

szkoła C: 2A(14%), 2B(14%), **8C(58%)**, 2D(14%)



Służy one sprawdzeniu czy uczniowie potrafią wykorzystać prawo równowagi w sytuacji, gdy znana im z lekcji chemii i z podręczników **wersja reguły przekory** przestaje być przydatna. Przykładem jest reakcja, dla której stosowanie reguły przekory dla zmiany ciśnienia w szkolnej pragmatyce zadaniowej prowadzi do przesunięcia równowagi. W polskich zadaniach dotyczących wpływu zmiany ciśnienia na równowagę procesu z udziałem gazów zazwyczaj nie informuje się ucznia w jaki sposób dokonano zmiany tego parametru, a dla wnioskowania jest to warunek zasadniczy. Domyślnym, w intencji autorów zadań warunkiem, jest izotermiczna zmiana objętości. Z analizy równania Clapeyrona uczeń wywnioskuje, że może to być także izochoryczna zmiana temperatury lub zmiana liczby moli gazów. Gdyby dla tych trzech sposobów zmiany ciśnienia wymagać od uczniów wskazania jak wpłyną one na równowagę, to udział błędnych odpowiedzi byłaby zapewne bardzo duży. Zadanie takie nie byłoby uczciwe, jeżeli wiadomo, że rozwiązywane będzie w oparciu o regułę przekory. To zadanie stawia ucznia przed niespotykanym wcześniej dylematem. W którym przypadku równowaga nie będzie naruszona? Część uczniów podąża za przyjętym schematem, ignorując postawiony w treści zadania warunek (20 %, 36 %, 14 %), ale całkiem spory odsetek radzi sobie w krytycznej dla siebie sytuacji dość dobrze. Uzyskane przez nich 58 %, 50 % i 58 % poprawnych odpowiedzi to w tym przypadku nie jest mało. Przypuszczalnie dość liczny wybór poprawnej odpowiedzi C został dokonany na podstawie błędnego rozumowania. Wygląda ono następująco: „Ponieważ dodany gaz nie jest jednym z reagentów i nie wchodzi w żadną reakcję z reagentami, to równowaga nie ulegnie naruszeniu”, podczas gdy zachowanie przez układ równowagi wynika stąd, że nie zmieniają się stężenia reagentów, chociaż ciśnienie w zbiorniku wzrasta. Wynik zadania 7., w którym uczniowie wskazują na zależność K od innych reakcji zachodzących w tym samym układzie, takie przypuszczenia uprawomocnia. Dodanie argonu w warunkach izobarycznych naruszy równowagę, ale stwierdzenie jak zareaguje układ na takie zaburzenie wymaga od ucznia umiejętności analizy zapisu prawa równowagi. W takiej sytuacji nie dysponowałby on odpowiednią wersją reguły

przekory i byłby skazany na spekulacje, zgodnie z podanym wyżej schematem. Niestety, taka jest specyfika zadań zamkniętych, że nie zawsze można zmusić ucznia do podążania zamysłonym przez autora problemu torem rozumowania.

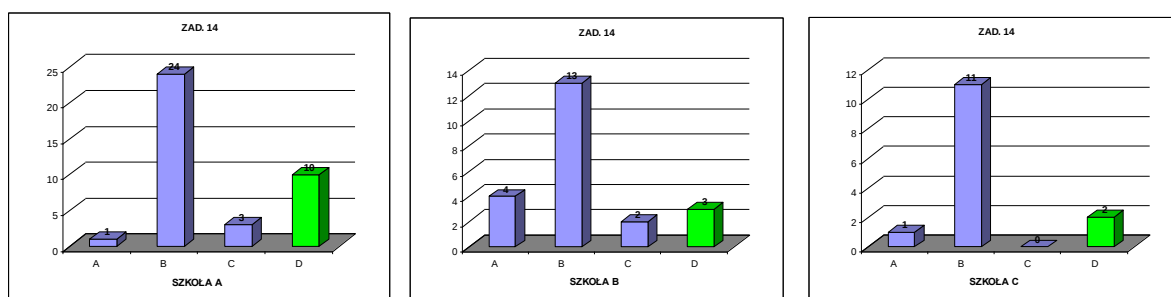
Wnioski: Sposób, w jaki podręczniki prezentują regułę przekory, a zadania kontrolne sprawdzają jej wykorzystanie, mogą prowadzić do KA. Jeżeli zmiana ciśnienia w układzie wynika ze zmiany temperatury lub zmiany liczby moli w stałej objętości, a nie wyłącznie ze zmiany objętości reaktora, to stosowanie RLC dla zmiany ciśnienia nie jest uprawnione i może prowadzić błędnego wniosku. Reguła przekory nie jest odpowiednim narzędziem do przewidywania zmian w układzie przy pewnych rodzajach zaburzeń równowagi. Jest to jeszcze jeden argument do dyskusji o zasadność obecności RLC w programach nauczania.

Zadanie 14.

szkoła A: 1A(2%), 24B(60%), 3C(8%), **10D**(25%), 2-(5%)

szkoła B: 4A(18%), 13B(59%), 2C(9%), **3D**(14%)

szkoła C: 1A(7%), 11B(79%), 0C, **2D**(14%)



Sprawdza ono wpływ schematyzm rozumowania wynikającego z błędnego sformułowania reguły przekory w podręcznikach, takie jak często spotykana deformacja RLC „Dodanie substratu przesuwa równowagę w stronę produktów” zamiast „wzrost stężenia substratu...”. Te dwa sformułowania są równoważne tylko w szczególnych przypadkach, zaś generalnie poprawne nie jest żadne z nich. Jeżeli dodanie substratu zmienia też stężenia pozostałych reagentów, to reguły przekory stosować nie wolno, gdyż jakościowy wniosek nie jest jednoznaczny. W sytuacji opisanej w tym zadaniu wprowadzono dodatkową ilość stałego substratu. Żadne ze stężeń nie uległo zmianie, więc równowaga została zachowana. Gdyby uczeń stosował jako metodę rozwiązania analizę równania opisującego prawo działania mas, to ponieważ stężenia stałych reagentów są w nim nieobecne, wniosek byłby jednoznaczny i poprawny. Zgodnie z przyjętą hipotezą, odwołując się do schematycznej i błędnie sformułowanej RLC, niepoprawnej odpowiedzi (B) udzieliła większość uczniów, tj. 60 %, 59 % i 79 %. Odpowiedzi poprawnych było odpowiednio 25 %, 14 % i 14 %.

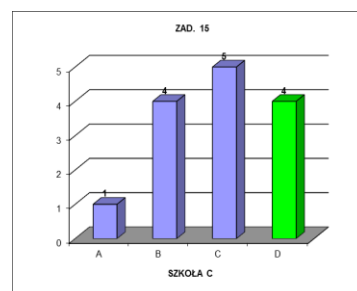
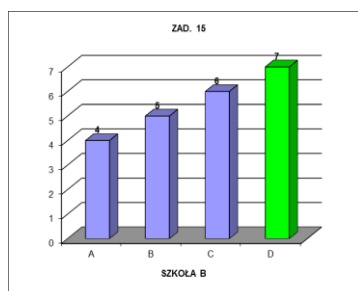
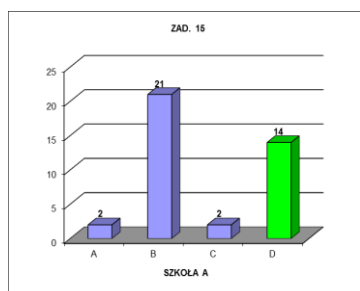
Wnioski: Należy ograniczyć w nauczaniu stosowanie RLC na rzecz umiejętności analizy prawa równowag. Jeszcze raz daje tutaj o sobie znać skutek braku znajomości pojęcia *parametry intensywne*. Parametrem, który powinien być użyty podczas analizy tego zadania, jest stężenie, a nie liczba moli. Reguła przekory jeśli jest źle sformułowana, to jej stosowanie prowadzi niekiedy do błędnych ustaleń.

Zadanie 15.

szkoła A: 2A(5%), 21B(53%), 2C(5%), **14D**(35%), 1- (2%)

szkoła B: 4A(18%), 5B(23%), 6C(27%), **7D**(32%)

szkoła C: 1A(7%), 4B(29%), 5C(36%), **4D(29%)**



Pozwala ono na sprawdzenie, jak uczniowie radzą sobie w sytuacji, gdy pozbawieni zostają adekwatnej dla sytuacji „regułki”, to jest RLC. Ponieważ w trzonie zadania jest odwołanie do rozcieńczania mieszaniny reakcyjnej (dodanie argonu przy $p = \text{const.}$), mogą odwołać się do jedynej znanej im z podręczników sytuacji, to jest rozcieńczania roztworów słabych elektrolitów i „prawa rozcieńczeń Ostwalda”. Jeżeli nie rozumieją z czego to prawo wynika, to odniosą je także do opisanej tu sytuacji i wskażą odpowiedź B. Odpowiedzi takich było 53 %, 23 % i 29 %. Poprawną odpowiedź wskazało 35 %, 32 % i 29 % uczniów, co jak na nietypową dla nich sytuację nie jest złym wynikiem. W jakiejś części te poprawne odpowiedzi zawdzięczają „kołu ratunkowemu”, a mianowicie, jeśli uczeń poprawnie wskazał odpowiedź w zadaniu 13, to o ile był spostrzegawczy, wykorzystał tu jego wynik, który jest zgodny jedynie z opcją D. Z zestawienia zaznaczeń odpowiedzi C w zadaniu 13 z odpowiedziami w zadaniu 15 widać, że taka korelacja występuje. Ustalenie rezultatu zaburzenia tylko dla układu I nie ma w treści podręczników żadnego wsparcia.

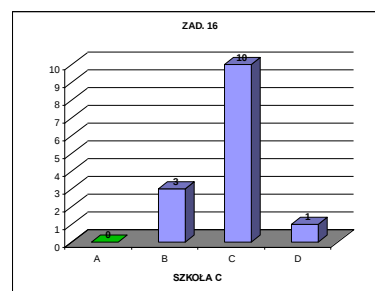
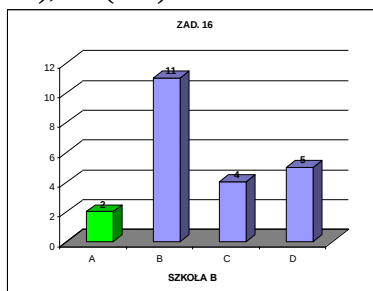
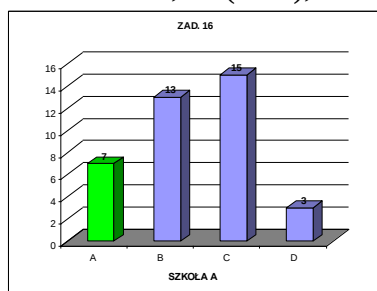
Wnioski: Nauczanie o równowagach z pominięciem RLC i odwołaniem się jedynie do prawa działania mas mogłoby dać o wiele lepsze wyniki, jeśli chodzi o przewidywanie kierunku przemieszczenia równowag. Przede wszystkim poszerza to spektrum możliwości, które można w ten sposób przeanalizować. Inną zaletą jest unikanie mentalnych pułapek, które stwarzają uproszczone, bo pozbawione wstępnych warunków, regułki.

Zadanie 16.

szkoła A: 7A(18%), 13B(32%), 15C(37%), 3D(8%), 2-(5%)

szkoła B: 2A(9%), 11B(50%), 4C(18%), 5D(23%)

szkoła C: 0A, 3B(21%), 10C(71%), 1D(2%)



Treścią zadania jest kolejna sytuacja problemowa związana z zaburzeniem równowagi. Dla wskazanej w nim równowagi chemicznej wzrost temperatury prowadzi do zmiany wartości K oraz do wzrostu ciśnienia (i ciśnień cząstkowych) gazów. Poprawne uzasadnienie kierunku przesunięcia równowagi wymaga tutaj albo analizy znanego uczniom prawa działania mas, albo poprawnego zastosowania reguły przekory, to jest powiązania kierunku przemieszczenia równowagi wyłącznie ze zmianą temperatury i wynikającą stąd zmianą K . Z zaznaczonego w treści zadania warunku stałej objętości wynika, że stężenia gazów nie mogły zmienić się pod wpływem zmiany temperatury, a jedynym powodem przesunięcia równowagi w lewo może być zmiana wartości stałej równowagi. Ponieważ uczeń nie musi analizować wpływu

ciśnienia na równowagę (kierunek zmiany jest tu podany), to będzie skłonny bez analizy wpływu tego warunku wskazać odpowiedź B. Wzrost ciśnienia dla tej równowagi powinien spowodować jej przesunięcie, ale w przeciwnym kierunku niż ma to miejsce. Odpowiedź B wskazało odpowiednio 32 %, 50 % i 21 % uczniów. Ci uczniowie, którzy analizowali wpływ wzrostu ciśnienia na równowagę, znaleźli się w sytuacji krytycznej. Rozpatrywanie oddzielnie wpływu zmiany dwóch parametrów na równowagę prowadzi do ambiwalentnych wniosków. Próbuując wybrnąć z tego dylematu mogli wskazywać odpowiedź C, która chociaż prawdziwa, to nie ma związku z opisanym problemem lub całkowicie błędna odpowiedź D, która zawierała nieznany większości termin *ciśnienie cząstkowe* gazu. Ciśnienie w gazie, jakkolwiek by je nazywać, jest proporcjonalne do temperatury. Kierunek przesunięcia tej równowagi ze względu na wzrost ciśnienia byłby niezgodny z przedstawionym w zadaniu faktem. W kierunku odpowiedzi B, w połowie prawdziwej skłoniło się 32 %, 50 % i 21 % uczniów. Udział odpowiedzi poprawnych był znikomy (18%, 9% i 0%).

Wnioski: Skojarzony ze wzrostem temperatury wzrost ciśnienia gazów w stałej objętości nie jest parametrem, który należałoby uwzględniać w opisanej sytuacji. Uczniowie znają jedynie stałą stężeniową równowagi i z nią kojarzą warunek równowagi. W opisanej sytuacji stężenia reagentów nie uległy zmianie, więc wniosek wynikający z przemieszczenia równowagi prowadzi jednoznacznie do wskazania odpowiedzi A. Taki wniosek wymaga jednak odniesienia do prawa równowagi, a nie reguł przekory stosowanych oddzielnie dla obu tych parametrów, które są wzajemnie proporcjonalne. Uczniowie używają równania Clapeyrona wyłącznie w zadaniach o charakterze obliczeniowym. Nie są świadomi, że jeżeli dwa parametry są zależne, to analizę funkcji należy prowadzić tylko względem jednego z nich. Jest to kolejny dowód na to, że upraszczanie nauczania o równowagach poprzez nauczanie reguł, prowadzi do bezradności ucznia w sytuacji problemowej, gdy nie wie którą z reguł zastosować. Jeśli stosuje dwie równocześnie, to otrzymuje sprzeczne wnioski. W tego rodzaju sytuacjach dydaktycznych ujawniają się zarówno KA uczniów, jak też nieadekwatność sposobu ich nauczania. **KA są w dużej części rezultatem tego, w jaki sposób nauczają się zagadnień o większym stopniu złożoności, jakimi są zagadnienia równowagi.**

4. Podsumowanie

Treści programowe wybrane jako przedmiot analizy w niniejszej pracy dotyczą złożonych zagadnień, których opis charakteryzuje się znacznym stopniem sformalizowania. Należą one do tych trudniejszych do zrozumienia i opanowania przez uczniów, ale równocześnie są dużym wyzwaniem dla autorów podręczników. Ci ostatni sami muszą posiadać rzetelną wiedzę przedmiotową w tym zakresie. Jest ona potrzebna w sytuacji, gdy ze względu na odbiorcę przekazu trzeba niekiedy rezygnować z naukowej ścisłości i precyzji, i starać się przedstawić zagadnienia w sposób na tyle uproszczony, aby zachować użyteczność przedstawianych treści i spójność przekazu. Uproszczenia powinny być tak skonstruowane, aby nie prowadziły do nieuprawnionego sposobu rozumowania i w rezultacie do fałszywych wyobrażeń o rzeczywistości (KA). Metody chemii kwantowej stosowane do opisu elektronów w takich układach jak atomy wieloelektronowe i cząsteczki są zawsze metodami przybliżonymi, ale pełne wyjaśnienie licealiście istoty tego opisu i charakteru stosowanych przybliżeń nie wydaje się zadaniem realnym. Prezentowane uczniom modele muszą być przybliżeniami nierachunkowej natury, ale wewnętrznie spójnymi i odwołującymi się do znanej im wiedzy, np. z elektrostatyki. Zaakceptowanie przez ucznia kwantowego opisu mikroświata, jedyne zgodne z faktami, wymaga przedstawienia mu takich przykładów zjawisk, których nie można wyjaśnić inaczej. Kwantowanie energii to konieczne minimum, ale widma atomowe, które są doświadczalnym dowodem tego faktu, można znaleźć tylko w niektórych podręcznikach. W pozostałych są jedynie diagramy energii elektronów w atomach.

Sposoby adaptacji pewnych pojęć chemii kwantowej zapisanych w wymaganiach egzaminacyjnych, prezentowane w podręcznikach z których korzystali uczniowie poddani badaniom, nie należą do udanych. Dotyczy to przede wszystkim sposobu prezentacji takich pojęć jak *orbital* (atomowy i molekularny), *liczby kwantowe*, *stan kwantowy elektronu*, *hybrydyzacja orbitali*. Sposób ich przedstawienia może być źródłem problemów z właściwym rozumieniem kwantowych koncepcji i poprawną interpretacją w zastosowaniach. Orbital atomowy sprowadzany jest tam do **obszaru** istotnej wartości prawdopodobieństwa napotkania elektronu i równocześnie obszaru istotnej gęstości elektronowej (tzw. chmury elektronowej). Staje się on dla ucznia fizycznie realnym bytem, a to sprawia, że opisywane w podręcznikach operacje na orbitalach, które dotyczą funkcji, przeprowadza on na elektronach. Jedną z konsekwencji takiego sposobu pojmowania orbitalu może być zmiana dotychczasowego wyobrażenia ucznia o kulistym kształcie atomów. Badania przeprowadzone w klasach I i III wykazały, że tak jest. Sposób przedstawienia w części podręczników tworzenia się wiązań kowalencyjnych, jako efektu nakładania orbitali atomowych, bez diagramów energii dla orbitali molekularnych, jest niebezpiecznym skrótem, którego rezultatem jest wyobrażenie wiązania jako oddziaływania pomiędzy elektronami. Rezultat to skojarzenie, które jest powszechną KA (także wśród nauczycieli): *orbital molekularny = wiązanie kowalencyjne*. Stan kwantowy elektronu w atomie przedstawiony jest uczniowi tylko w postaci zestawu liczb kwantowych, z których w niewiadomy sposób mają wynikać wszystkie charakterystyki elektronu. Jedyne zrozumiałe dla licealisty to energia elektronu i jego przestrzenny rozkład. Brakuje w tekście przestrogi, a powinna ona być bardzo dobitnie sformułowana, że ten zbiór liczb rozpatrujemy w kontekście konkretnego fizycznego układu, to jest atomu lub jonu prostego. Bez tego zastrzeżenia uczeń może sądzić, że tym samym zestawom liczb kwantowych elektronów w różnych atomach odpowiada taka sama energia i identyczne obszary istotnej gęstości prawdopodobieństwa. Badania przedstawione w tej pracy pokazały, że takie wnioski wybrała znacząca część licealistów. Podsumowujący wniosek w odniesieniu do tej grupy zagadnień to **konieczność opracowania jednej spójnej wewnętrznie koncepcji nauczania**, która obowiązywałaby autorów podręczników dla

liceum. Wymaga to szerokiej dyskusji i ostatecznie odpowiednich zapisów w podstawie programowej. Najbardziej udana metodologia nauczania stworzona przez jednego z autorów nie gwarantuje, że będzie ona tą stosowaną w szkołach. W nowej, obowiązującej od roku 2005, podstawy programowej usunięto między innymi pojęcie *funkcja falowa (orbital)* i *liczby kwantowe*, a opis wiązań chemicznych zredukowano do modelu Lewisa – Kossela. Wstępem do nauczania o budowie atomu jest obecnie współczesna wersja układu okresowego z blokami konfiguracyjnymi s, p i d. Zapisywanie konfiguracji elektronowej atomu opiera się wyłącznie o odwzorowanie oparte o położenie pierwiastka w tabeli. Pozostawiono takie zapisy jak: *powłoka elektronowa* i *podpowłoka*, rozumiane tak jak w gimnazjum, tj. jako grupy elektronów. „*Rozmieszczenie elektronów na orbitalach*” to zapis klatkowy konfiguracji. Hasło *reguła Hunda* w podstawie programowej jest nieobecne, lecz konieczne i autorzy nowych podręczników nadal wprowadzają je w niezbyt udanej wersji, tak jak w opisanych tu podręcznikach. W praktyce egzaminu maturalnego *orbitale* sprowadzone są do kwadracików opisanych symbolami podpowłok, ze strzałkami - elektronami wewnątrz. Zadania maturalne polegają na rozwiązywaniu łamigłówek z liczbami sparowanych i niesparowanych elektronów, zapisywaniu konfiguracji elektronowych, liczeniu obsadzonych elektronami orbitali i podpowłok, wskazywaniu liczby wolnych par elektronowych, liczby wiązań σ i π w przedstawionych wzorach cząsteczek oraz na określaniu typu hybrydyzacji i geometrii prostych cząsteczek. Użyteczność takiej wiedzy i umiejętności jest dla rozumienia i wyjaśniania programowych zagadnień chemii niewielka, a uczenie się polega tylko na zapamiętywaniu i odtwarzaniu algorytmów, bez świadomości istoty obiektów, na których wykonują operacje. Od roku 2019 w liceach zacznie obowiązywać kolejna podstawa programowa, w której powrócą wszystkie opisywane w tej pracy treści nauczania. Podczas opracowywania nowych podręczników autorzy będą musieli zmierzyć się z tymi samymi wyzwaniem i uzyskane w tej pracy wnioski mogłyby być dla nich użyteczne.

Zagadnienia termodynamiki w podręcznikach dla liceum mogą być przedstawiane w sposób naukowo ścisły, bo I zasada termodynamiki nawet dla licealisty jest koncepcyjnie prosta. Wymaga to od autorów jasnych sformułowań co oznaczają *energia*, *ciepło* i *praca* oraz określenia warunków, w których ciepło lub praca są związane ze zmianą odpowiedniej funkcji stanu. W podręcznikach tych warunków brakuje, bądź są niepełne. Uczniowie są przekonywani, że ciepło reakcji jest zawsze równe jej entalpii, a zatem że ciepło jest funkcją stanu. Często ciepło jest utożsamiane z całą ilością wymienianej energii, stąd w materiałach dydaktycznych, w tym także w zadaniach maturalnych, określenia *egzotermiczny* i *egzoenergetyczny* to dla autorów synonimy. W ćwiczeniach występują niemal wyłącznie zadania obliczeniowe, co skłania uczniów do stosowania wyuczonych algorytmów, bez konieczności refleksji nad warunkami procesów, znaczeniem otrzymanych rezultatów i ich związkiem z efektami energetycznymi poznanych wcześniej procesów. Nie ma w podręcznikach wskazania na empiryczne pochodzenie tablicowych wartości standardowych entalpii reakcji i przykładów pomiarów efektów cieplnych. Narracja w jednym z nich sugeruje jakoby były to wartości uzyskane metodą *ab initio* obliczeniową. Ten brak obecności empirii w tym obszarze programowym może być przyczyną pospolitej KA części autorów podręczników, wielu nauczycieli chemii, w tym autorów zadań dla maturzystów, a przez to zapewne i większości uczniów, polegającej na tym, że z obserwacji kinetyki reakcji w różnych temperaturach wnioskuje o znaku efektu cieplnego reakcji. Tę jedną KA można łatwo wykorzenić, kierując uwagę do autorów przekazu, że w tym momencie: „*źle rozumiecie i źle nauczacie*”. W aktualnej podstawie programowej termochemia jest nieobecna. Pozostał jedynie symbol entalpii reakcji określanej jako jej efekt *energetyczny*.

Procesy równowagowe, w tym równowagi chemiczne, stanowią grupę zagadnień, których dotyczy szczególnie duża ilość uporczywych KA. Badający tę problematykę w

różnych krajach wskazują na język przekazu jako jedną z głównych przyczyn takiego stanu rzeczy. Niektóre ze stosowanych tutaj terminów i określeń kojarzą się odbiorcom z potocznym znaczeniem wyrazów, które jest czasem dalekie od ich naukowego sensu. Znaczenie jakie nadają niektórzy z autorów polskich podręczników dla licealistów *odwracalności reakcji* przedstawiono w jednym z wcześniejszych rozdziałów tej pracy. Zdumiewa tu brak znajomości termodynamiki lub obawa przed jej wykorzystaniem. Termodynamika definiuje proces odwracalny po prostu jako proces równowagowy. Dotyczy to zarówno procesów fizycznych, jak też reakcji chemicznych. Wystarczyłoby wyjaśnić, kiedy proces jest równowagowy. Nie jest to trudne ani do wyjaśnienia, ani do zrozumienia przez ucznia liceum. Nieprawdziwym i szkodliwym sformułowaniem, które pojawia się w tekstach różnych podręczników nader często, jest twierdzenie, że „w pewnych warunkach każdą reakcję można traktować jako odwracalną”. Zapewne z tego powodu nauczyciele chemii w swoich publikacjach dla maturzystów, wśród przykładów równowag zamieszczają przypadki „odwracalnych” reakcji spalania węglowodorów i każą uczniom sterować taką „równowagą”, nieświadomi, że właśnie „rozwiązują” jeden z najważniejszych problemów współczesnego świata. Pospolitość we wszystkich krajach KA polegającej na tym, że uczniowie wskazują na zależność stałej równowagi od stężeń, ma niewątpliwy związek ze sposobem formułowania polecenia w ćwiczeniach uczniowskich: „Zapisz wyrażenie na stałą równowagi...”. W anglojęzycznych materiałach dydaktycznych zwrot ten brzmi identycznie. Jeżeli uczeń przeczyta jeden raz w części wykładowej podręcznika, że stała równowagi nie zależy od stężeń, a następnie dziesięć razy sugerują mu cytowanym zwrotem taką zależność, to rezultaty muszą być takie jakie są w wynikach zadania 7. Wśród wymagań w treściach nauczania w kolejnej podstawie programowej, która zacznie obowiązywać od roku 2019, nie występuje hasło *prawo działania mas*, lecz zapis: „uczeń pisze wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji”. Ten językowy nawyk musi być wykorzeniony.

Interpretacja wartości liczbowej stałej równowagi w przypadku, gdy jest ona wyrażona przez iloraz stałych szybkości (a ma to miejsce w podręcznikach) może być źródłem cytowanej w literaturze KA, a mianowicie, że duże wartości K odpowiadają dużej szybkości reakcji w prawo i niewielkiej szybkości w lewo. Taką reprezentację można przypisać K tylko wtedy, gdy jest to reakcja elementarna, a to rzadki przypadek. Nie badano w tej pracy tego problemu, bo jeśli uczeń dowiaduje się z podręcznika, że zawsze $K = k_1/k_{-1}$, to jego wniosek byłby poprawny, choć jest fałszywy.

Problemem w porozumiewaniu się jest też utożsamianie terminów *równowaga*, rozumiana jako równość szybkości reakcji prostej i odwrotnej oraz *stan równowagi*, określony przez zestaw parametrów stanu układu w równowadze. W pewnych przypadkach reakcji odwracalnych, jednakowym zmianom stężeń (ciśnień cząstkowych) reagentów w stanie równowagi nie towarzyszy naruszenie samej równowagi, rozumianej jako balans, ale stan równowagi jest już inny. W opisach parametrów stanów równowagi w podręcznikach wskazywana jest temperatura (od niej zależy wartość K_c) i stężenia reagentów. Brakuje nawiązania do zależności parametrów stanu gazowego (wynika z niego np. związek stężenia molowego z ciśnieniem) i związku zmiany liczby moli reagentów ze stężeniami. Stąd w rozważaniach o charakterze jakościowym uczniowie traktują wszelkie parametry jako niezależne. Jak pokazały wyniki badań w Teście 3., może to prowadzić do błędnych rozstrzygnięć w stosowaniu reguły przekory. W zapisie prawa działania mas, z którego wynika reguła przekory, występują tylko parametry intensywne. W sformułowaniu reguły przekory ten termin powinien wystąpić (a nie występuje w **żadnym** z podręczników), więc uczniowie stosują ją również dla zmiany liczby moli reagenta lub dla zmiany objętości. Nawet w jednym z analizowanych podręczników autorki argumentują kierunek przesunięcia równowagi rzekomą zmianą objętości na skutek reakcji, w warunkach gdy objętość układu

jest stała, a na skutek reakcji zmienia się liczba moli substancji gazowych. Skupienie uwagi uczniów w opisie stanu równowagi na stałości parametrów i zrównaniu szybkości procesów, z pominięciem lub marginalizacją zasadniczego warunku równowagi, którym jest **izolacja układu**, sprawia, że uczniowie dostrzegają równowagi tam, gdzie nie są one możliwe. To również potwierdzają wyniki Testu 3. Brakuje w podręcznikach w charakterze *memento* przykładu sytuacji **stanu stacjonarnego** układu. Znajomość takiego przypadku stanowiłaby przestrożę i skłaniała uczniów do uważnej analizy warunków. Nauczanie o sterowaniu równowagą reakcji w podręcznikach licealnych opiera się wyłącznie na stosowaniu reguły Le Chataliera (RLC). Ogranicza to możliwość przewidywania przez uczniów pewnych zależności, na przykład ciśnienia pary nasyconej tylko od temperatury (zad. 9), lub prowadzi do błędnych wniosków tam, gdzie RLC nie można stosować. Jeżeli uczeń jest zmuszony do wyboru uzasadnienia kierunku przesunięcia równowagi, a wśród przedstawionych opcji ta poprawna nie zawiera elementu odwołującego się do RLC, to jak pokazał wynik zadania 16 prawie zawsze wskaże którąś z odpowiedzi błędnych. Efektywność nauczania o przesuwaniu równowag mogłaby być lepsza, gdyby uczniowie musieli analizować równania będące zapisem prawa działania mas, zaś przypadki RLC były przedstawiane jako wnioski z zapisu tych równań.

Powrót do nauczania w liceach od roku 2019 wszystkich zagadnień, których ujęcie metodyczne w dotychczasowych podręcznikach przedstawiono w tej pracy sprawia, że uzyskane w niej ustalenia stają się aktualne i mogą być wykorzystane. Wskazane usterki i braki w podręcznikach, nawet jeśli nie zostaną zauważone i autorzy je powielą (nowe podręczniki są w przygotowaniu), mogą być w nauczaniu skorygowane przez nauczycieli chemii. Np. RLC, która występuje również w przyszłej podstawie programowej, można nadać inne umocowanie, jako wniosku z prawa działania mas. Ograniczyłoby to zapewne liczbę związanych z nią KA i dało uczniom szersze możliwości przy analizie przesunięć równowag. Trudności z poprawnym zrozumieniem przez uczniów wielu z przedstawionych w tej pracy zagadnień pozostaną ze względu na ich złożoność lub abstrakcyjny charakter. Wynikające stąd KA są trudne do usunięcia. Części opisanych tutaj KA dałoby się jednak uniknąć poprawiając w podręcznikowym opisie wytknięte jako niefortunne sformułowania językowe i ograniczając rozwlekłość wywodów w których gubią się uczniowie, a czasami też sami autorzy. W nauczaniu o atomach i wiązaniach chemicznych więcej uwagi należałoby poświęcić przemianom energii. Ułatwiłoby to analizę i ocenę jakościową energetyki reakcji chemicznych, która dotychczas nauczana była w oparciu o schematy algorytmów obliczeniowych.

5. Literatura

- Abimbola, I.O., Baba, S., (1996). Misconceptions & Alternative Conceptions In Science Textbooks: the Role of Teachers as Filters. *The American Biology Teacher*, 56 (1), str. 14-19.
- Abraham, M. R., Grzybowski, E. B. , Renner, J. W. , Marek, E. A. (1992). Understandings and misunderstandings of eighth graders of five chemistry concepts found in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(2), str. 105 - 120.
- Ade-Ridder, L., (1989). Textbook decisions: Making an informed choice. *Family Relations* 38, str. 231 - 240.
- Akkus H.; Kadayifçi H.; Atasoy B. and Geban, Ö., (2003). Effectiveness of instruction based on the constructivist approach on understanding chemical equilibrium concepts. *Research in Science and Technological Education*, 21, str. 209 - 227.
- Ahtineva, A., (2005). Textbooks Analysis in the Service of Chemistry Teaching. *Universitas Scientiarum*, Vol. 10, str. 25 - 43.
- Allsop, R.T., George N.H., (1984). Le Chatalier – a redundant principle?. *Education in Chemistry*, 21, str. 54 - 56.
- American Association for the Advancement of Science, n.d.a, AAAS Project 2061 – Advancing Science literacy for all. Dostępne (05.01.2014) na: www.project2061.org
- Andersen, C.W., (1992). Strategic teaching in science. Wyd. M.K. Pearsall *Relevant research* (Vol. 2). Washington D.C.: National Science Teacher Association
- Ansary, H. and Babaii, E., (2002). Universal characteristics of EFL/ESL textbooks: A step towards systematic textbook evaluation, *The Internet TESL Journal* VIII(2). Dostępne (06.09.2012) na: <http://iteslj.org/Articles/Ansary-Textbooks/>.
- Ausubel, D.P., Novac J.D., Hanesian A., (1978). Educational Psychology: A Cognitive View. (2nd Ed.), New York: Holt, Reinhard and Winston.
- Ayas, A., Demirbaş, A., (1997). Turkish Secondary Students' Conception of Introductory Chemistry Concepts, *Journal of Chemical Education*, 74(5), str. 518 - 521.
- Ball, D.L., Cohen, D.K.,(1996). Reform by the book: What is-or might be-the role of curriculum materials in teacher learning and instructional reform?. *Educational Researcher*, 25, str. 8 - 14.
- Ball, D.L., Feiman-Nemser, S., (1988). Using textbooks and teachers' guides: A dilemma for beginning teachers and teacher educators. *Curriculum Inquiry*, 18, str. 401- 423.
- Banerjee, A.C., (1991). Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 13, str. 487 - 494.
- Banerjee A.C., Power C.N., (1991). The development of modules for the teaching of chemical equilibrium, *International Journal of Science Education*, 13, str. 355-362.
- Barber, M., Mourshed, M., (2007). How the world's best –performing school systems come out on top. McKinsey & Co.
- Barker, V., Millar, R., (2000). Students' reasoning about basic chemical thermodynamics and chemical bonding: what changes occur during a context-based post-16 chemistry course?. *International Journal of Science Education*, 22, str. 1171 - 1200.
- Bent, H.A. (1984). Should orbitals be X-rated in beginning chemistry courses? *Journal of Chemical Education*, 61, str. 421- 423.
- Bergquist, W., Heikkinen, H. (1990). Student ideas regarding chemical equilibrium: What written tests answers do not reveal. *Journal of Chemical Education*, 67, 1000-1003.
- Berry, K.O.(1986). What should we teach them in high school? *Journal of Chemical Education*, 63, str. 697 -698.

- Bishop, B.A., Anderson, C.W. (1990). Students conceptions of natural selection and its role in evolution. *Journal of Research in Science Teaching*, 27, str. 415 – 428.
- Bodner, G.M., (1986). Constructivism. A theory of knowledge. *Journal of Chemical Education*, 63, str. 873 – 877.
- Bodner, G.M. (1991). I have found you an argument - The conceptual knowledge of beginning chemistry graduate students. *Journal of Chemical Education*, 68, str. 385-388.
- Boo, H.K., (1998). Student's understanding of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(5), str. 569 - 581.
- Britton, B. K., Gülgöz, S. and Glynn, S., (1993). Impact of good and poor writing on learners: research and theory. Wyd. B. K. Britton, A. Woodward and M. Binkley, *Learning from Textbooks: Theory and Practice*, Lawrence Erlbaum Associates, Hillsdale, New Jersey, str. 1 - 46.
- Cassels, J.R.T., Johnstone, A.H., (1980). Understanding of Non-Technical Words in Science. London: The Chemical Society.
- Cassels, J.R.T., Johnstone, A.H., (1984). The Effect of Language on Students Performance on Multiple Choice Test in Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 61(7), str. 613 - 615.
- Cassels, J.R.T., Johnstone, A.H., (1985). Words That Matter in Science. London: Royal Society of Chemistry.
- Cervellati, R., & Perugini, D. (1981). The understanding of the atomic orbital concept by Italian high school students. *Journal of Chemical Education*, 58, str. 568-569.
- Chiang-Soong, B., Yager, R. E., (1993). The inclusion of STS material in the most frequently used secondary science textbooks in the U.S. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(4), str. 339 - 349.
- Chiappetta, E.L., Sethna, G.H., Filman, D.A., (1991). A quantitative analysis of high school chemistry textbooks for scientific literacy themes and exposing learning aids. *Journal of Research in Science Teaching*, 28(10), str. 939 - 951.
- Chiu M.H., Chou C.C., Liu C.J., (2002). Dynamic process of conceptual change: analysis of constructing mental models of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 39, str. 713 - 737.
- Cho, H., Kahle, J.B., Nordland, F.H., (1985). An investigation of high school textbooks as sources of misconceptions and difficulties in genetics and some suggestions for teaching genetics. *Science Education*, 69(5), str. 707 - 719.
- Cohen, I., & Ben-Zvi, R., (1982). Chemical energy: a learning package. *Journal of Chemical Education*, 59, str. 655 - 658.
- Cohen, I., Ben-Zvi, R., (1992). Improving student achievement in the topic of chemical energy by implementing new learning materials and strategies. *International Journal of Science Education*, 14(2), str. 147 - 156.
- Coiro, J., EDC448: *Textbook Analysis and Evaluation In-Class Assignment*. Niepublikowane.
- Coll, R.K., Treagust, D., (2001). Learners mental model of chemical bonding. *Research in Science Education*, 31, str. 357 – 382.
- Coll, R.K., Taylor, N., (2001). Alternative conceptions of chemical bonding held by upper secondary and tertiary students. *Research in Science and Technological Education*, 19(2), str. 171 - 191.
- Cooper, M.M., Klymkowsky, M.W. (2013). The trouble with chemical energy: Why understanding bond energies requires an interdisciplinary systems approach. *CBE – Live Sciences Education*, 12, str. 306-312.
- Cox, R. A. (1996). Is it naive to expect school science books to be accurate? *School Science Review*, 78(282), str. 23 - 31.

- Cros, D., Amouroux, R., Chastrette, M., Fayol, M., Leber, J. and Maurin, M. (1986) Conceptions of first year university students of the constitution of matter and the notions of acids and bases, *European Journal of Science Education*, 8, str. 305-313.
- Curtis, R.V., Reigeluth, C.M., (1984). The use of analogies in written text. *Instructional Science*, 13, str. 99 - 117.
- Dall'Alba, G., Walsh, E., Bowden, J., Martin, E., Masters, G., Ramsden, P., Stephanou, A., (1993). Textbook treatments and students' understanding of Acceleration. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(7), str. 621- 635.
- Daniels, H., Zemelman, S., (2003). Out with textbooks, in with learning. *Educational Leadership*, 61(4), str. 36 - 40.
- Davey, B., (1988). How do classroom teachers use their textbooks?". *Journal of Reading*, 31, str. 340 - 345.
- de Jong, O., Taber, K.S., (2007). Teaching and Learning - the Many Faces of Chemistry", *Handbook of Research on Science Education*", Wyd. Abell, S.K. i Lederman, N.G.
- de Posada, J.M., (1997). Conceptions of high school students concerning the internal structure of metals and their electric conduction: structure & evolution". *Science Education*, 81, str. 445 - 467.
- de Posada, J. M., (1999). The presentation of metallic bonding in high school science textbooks during three decades: Science education reforms and substantive. *Science Education*, 83, str. 423-447.
- de Vos, W., Verdonk, A. H., (1986). A new road to reaction: Part 3. Teaching the heat effect of reactions. *Journal of Chemical Education*, 63(11), str. 972 - 974.
- Dindar, A.C., Bektas, O., Celik, A.Y., (2010). What are the pre-service chemistry teachers' explanations on chemistry topics?. *The International Journal of Research in Teacher Education*, 1, str. 32 - 41.
- Donovan, M.S., Bransford, J.D., Pellegrino, J.W., (1999). How People Learn: Bridging research and practice. Wyd. National Academy Press, Washington D.C.
- Driver, R., (1981). Pupils' Alternative Frameworks In Science, *European Journal of Science Education*, 3, str. 93 - 101.
- Driver, R., Easley, J., (1978). Pupils and Paradigms: A Review of Literature Related to Concept Development and Adolescent Science Studies. *Studies in Science Education*, 5, str. 61- 84.
- Duit, R., (1987). Should energy be illustrated as something quasi-material?. *International Journal of Science Education*, 9(2), str. 139 - 145.
- Duit, R., Kesidou, S., (1988). Students' understanding of basic ideas of the second law of thermodynamics. *Research in Science Education*, 18(1), str. 186-195.
- Ebenezer, J. V. (1992). Making chemistry learning more meaningful. *Journal of Chemical Education*, 69(6), str. 464-467.
- Eltinge, E. M., Roberts, C. W., (1993). Linguistic content analysis: A method to measure science as inquiry in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(1), str. 65 - 83.
- Entwistle, N.J., Thomson, J., Wilson J.D., (1974). Motivation and Study Habits. *Higher Education*, 3, str. 379 - 396.
- Erickson, G.L., (1979). Children's conceptions of heat and temperature. *Science Education*, 63(2), str. 221-230
- Erickson, G.L., (1980). Children's viewpoints of heat: a second look. *Science Education*, 64(3), str. 323-336.
- Erickson, G., (1985). Heat and Temperature, part A. Children's Ideas in Science, (str.52-84). Wyd. Open University Press.

- Evrard, N., Huyen, A.-M., de Bueger-Vander Borcht, C. (1998). Communication of scientific knowledge in class - from verbalization to the concept of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20(8), str. 883-900.
- Fensham, P.J., (1972). Prior knowledge – a source of negative factors for subsequent learning. *Research in Science Education*, 2(1), str. 50 – 57.
- Finley, F.N., Stewart, J., Yaroch, W.L., (1982). Teachers' preconceptions of important and difficult science content. *Science Education*, 66(4), str. 531 – 538.
- Fisher, K.M., (1983). Amino acids translation: A misconception in biology. Red. H. Helm i J.D. Novak, *Proceedings of the international Seminar: Misconceptions in Science and Mathematics*. Ithaca, New York: Cornell University Press.
- Fleer, M., (1999). Children's alternative views: Alternative to what? *International Journal of Science Education*, 21, str. 119–135.
- Fleming, K. (1994). Chemical bonding - what conceptual ideas do students really hold? What implications are there for teachers?, paper presented at CONASTA 43, Tasmania, July 1994.
- Furio C., Calatayud M.L., Barcenas S.I. and Padilla O.M., (2000). Functional fixedness and functional reduction as common sense reasoning in chemical equilibrium and in geometry and polarity of molecules, *Science Education*, 84, str. 545-565.
- Gabel, D.L., (1983). What high school chemistry texts do well and what they do poorly. *Journal of Chemical Education*, 60(10), str. 893.
- Gabel, D. L., Samuel, K. V., Hunn, D. (1987). Understanding the particulate nature of matter. *Journal of Chemical Education*, 64(8), str. 695-697.
- Gabel, D.L., (1999). Improving Teaching and Learning Through Chemistry Education Research: A Lock to the Future. *Journal of Chemical Education*, 76(4), str. 548 – 554.
- Galley, W.C., (2004). Exothermic Bond Breaking: A Persistent Misconception. *Journal of Chemistry Education*, 81(4), str. 523 – 525.
- Galska-Krajewska, A., Pazdro, K., (1990). *Dydaktyka Chemii*. PWN, Warszawa.
- Ganaraz, K., Dumon, A., Larcher, C., (2008). Conceptual integration of chemical equilibrium by prospective physical science teachers. *Chemistry Education Research and Practice*, 9, str. 240-249.
- Garik, P., Kelley, J., Crosby, A., Dill, D., Golger, A., Hoffman, M., (2005). Modernizing General Chemistry for the Year 2050: Why Are General Chemistry Instructors Hesitant to teach Quantum Concepts? Dostępne (24.05.2015) na: <http://quantumconcepts.bu.edu>
- Garnett J. P., Garnett J. P., Hackling M. W., (1995). Students' alternative conceptions in chemistry: A review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, 25, str. 69-95.
- Gilbert, J. K., Watts, M. (1983). Concepts, misconceptions and alternative conceptions: Changing perspectives in Science Education. *Studies in Science Education*, 10, str. 61-98.
- Gilbert, J., and Swift, D., (1985). Towards a Lakatosian analysis of the Piagetian and alternative conceptions research programs. *Science Education*, 69, str. 681–696.
- Gillespie, R.J. (1991). What is wrong with the general chemistry course? *Journal of Chemical Education*, 68, str. 192-194.
- Goedhart, M. J., & Kaper, W. (2002). From chemical energetics to chemical thermodynamics. Red. J. Gilbert, O. de Jong, R. Justi, D. F. Treagust & J. van Driel *Chemical education: Towards research-based practice*, str. 339-362. Wyd. Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.
- Gold, J., Gold V., (1985). Le Chatalier's principle and the laws of Vant't Hoff. *Education in Chemistry*, 22, str. 82 – 85.

- Gorodetsky, M., Gussarsky, E., (1986). Misconceptualization of the chemical equilibrium concept as revealed by different evaluation methods. *European Journal of Science Education*, 8, str. 427 – 441.
- Gorodetsky, M., Gussarsky, E., (1990). On the concept of *Chemical Equilibrium*. The Associative Framework”. *Journal of Research in Science Teaching*, 27(3), str. 197 – 204.
- Greenbowe, T. J., & Meltzer, D. E., (2003). Student learning of thermochemical concepts in the context of solution calorimetry. *International Journal of Science Education*, 25, str. 779–800.
- Griffiths, A. K., Preston, K. R. (1992). Grade-12 students' misconceptions relating to fundamental characteristics of atoms and molecules. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(6), str. 611-628.
- Gulińska, H., Smolińska, J., (2009). Ciekawa Chemia. Część 1. Podręcznik dla gimnazjum. WSiP S.A., Warszawa.
- Gussarsky E., Gorodetsky M., (1990). On the concept "chemical equilibrium": the associative framework, *Journal of Research in Science Teaching*. 27, str. 197-204.
- Hackling, M.W., Garnett P.J., (1985). Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7, str. 205 – 214.
- Hameed H., Hackling M. W. and Garnett P. J., (1993). Facilitating conceptual change in chemical equilibrium using a CAI strategy. *International Journal of Science Education*, 15, str. 221-230.
- Hare, V.H., Rabinowitz, M., Schielbe, K.M., (1989). Text effects on main idea Comprehension. *Reading Research Quarterly*, 23 (1), str. 72 – 88.
- Harms, N.C., Yager, R.E. (Eds), (1981). What research says to Science teacher. (Vol.3), Washington D.C., National Science Teacher Association.
- Harrison A.G., Grayson, D. J., & Treagust, D. F., (1999). Investigating a grade 11 student's evolving conceptions of heat and temperature. *Journal of Research in Science teaching*, 36 (1), str. 55–87.
- Harrison, A.G. & Treagust, D.F. (2000) Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry, *Science Education*, 84, str. 352-381.
- Hawkes, S.J. (1992). Why should they know that? *Journal of Chemical Education*, 69, str. 178-181.
- Hildebrand J.H., (1946). Catalyzing the approach to chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*. 46, 23, str. 589 – 592.
- Ireson, G. (2001). On the quantum thinking of physics undergraduates. Red. H. Behrendt, Dahncke, H. , Duit, R. , Graeber, W. , Komorek, M. , Kross, A., Research in Science Education - Past, Present, and Future, str. 83-88, Dordrecht, The Netherlands, Wyd. Kluwer Academic.
- Johnstone, A. H., MacDonald, J. J., Webb, G., (1977a). Misconceptions in school thermodynamic. *Physics Education*, 12, str. 248–251.
- Johnstone, A.H., MacDonald J.J., Webb G., (1977b). Chemical equilibrium and conceptual difficulties. *Education in Chemistry*, 14, str. 169 – 171.
- Johnstone, A.H., (1991). Why Science is Difficult to Learn? Things are seldom what they seem. *Journal of Computer Assisted Learning*, 7, str. 75 – 83.
- Johnstone, A.H., (2000). Teaching of Chemistry – Logical or Psychological? *Chemistry Education; Research and Practice in Europe*, 1 (1), str. 9 – 15.
- Justi, R., (2002). The teaching and learning chemical kinetics. Wyd. J.K. Gilbert,. O. De Jong, R. Justi, D.F. Treagust, J.Van Driel , *Chemical education: Towards research based practice*, str. 293-316. Dordrecht: Kluwer.

- Karpiński, M., Grudniewska M., Zambrowska M., (2013). Nauczanie matematyki w gimnazjum” – raport z badania”. Wyd. Instytutu Badań Edukacyjnych.
- Kesidou, S., Duit, R. (1993). Student's conceptions of the second law of thermodynamics - an interpretive study. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(1), str. 85-106.
- Kienast, S., (1999). Schwierigkeiten von Schuelern bei der Anwendung der Gleichgewichtsvorstellung in der Chemie: Eine Empirische Untersuchung uber Schulervorstellungen. Achen (Shaker).
- Kind (Barker), V., (2004). Beyond appearances: students' misconceptions about basic chemical ideas. 2nd Edition. Dostępne (21.04.2012) na: <http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00002202/beyond-appearances?>
- Kim, C.D., Tan, N.K., Lian, S.C., (2003). Do school texts promote the understanding of inorganic chemistry qualitative analysis? *Journal of Science and Mathematics Education in S.E. Asia*, 24(1), str.68 -82.
- Kirk, M., Matthews, C.E., Kurtts, S., (2001). The trouble with Textbooks. *The Science Teacher*, 68(9), str. 42 – 45.
- Klassen, S., (2006). A theoretical framework for contextual Science teaching, *Interchange* 37(1-2), str. 31-62.
- Kousathana M., Tsapalis G., (2002). Students' errors in solving numerical chemical-equilibrium problems. *Chemical Education Research and Practice*, 3, str. 227-236.
- Kuhn, T.S., (1970). The structure of scientific revolutions. (2nd ed.) Chicago: University of Chicago Press.
- Kulawik, J., Kulawik, T., Litwin, M., (2009). Chemia Nowej Ery. Część1. Podręcznik dla gimnazjum. Nowa Era Sp. zo.o., Warszawa .
- Kulm, G., Roseman, J.-E. and Treisman, M., (1999). A benchmarks-based approach to textbook evaluation. *Science Books and Films* 35(4), str. 147– 153. Dostępne (02.04.2015) na: <http://www.project2061.org/newsinfo/research/textbook/articles/approach%.htm>.
- Kuśmierczuk, W., Reder, A., (1999). Efekty energetyczne reakcji chemicznych. *Nowa Era w Szkole* 2(3), str. 53 – 56.
- Kuśmierczuk, W., (2002). Elektryczność w szkole ponadgimnazjalnej. *Chemia w Szkole* (4), str. 195 – 197.
- Kuśmierczuk, W., (2003). Problemy w nauczaniu o kwasach i zasadach, czyli po co nam tyle kwasów. *Chemia w Szkole* 1, str. 11 – 14.
- Kuśmierczuk, W., (2004), Skomplikowana wartościowość. *Chemia w Szkole* (1), str. 24 – 29.
- Kuśmierczuk, W., (2005). Jak rozumiemy aktywność chemiczną. *Chemia w Szkole* (6), str. 21 - 26.
- Kuśmierczuk, W., (2006). Niektóre rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych a właściwości substancji. *Chemia w Szkole* (3), str. 15 – 21.
- Kuśmierczuk, W., (2007a). Nauczanie o równowagach chemicznych. *Chemia w Szkole* 4, str.17 – 24.
- Kuśmierczuk, W., (2007b). Stan równowagi chemicznej – scenariusz lekcji chemii w szkole ponadgimnazjalnej. *Chemia w Szkole* (4), str. 41 -51.
- Kuśmierczuk, W., (2009a). Elementy teorii kwantowej w licealnych programach nauczania. Przegląd krytyczny. *Chemia w Szkole* (5), str.27 – 32.
- Kuśmierczuk, W., (2009b). Quantum-chemical Concepts In Polish High School Chemistry Textbooks: Incoherencies and Inevitable Misconceptions. Materiały międzynarodowego seminarium doktoranckiego w Uniwersytecie w Hradec Kralove 19 -20 listopada 2009.
- Kuśmierczuk, W., (2010a). Oddziaływanie promieniowania z substancjami chemicznymi. *Chemia w Szkole* (4), str. 16 -19.

- Kuśmierczuk, W., (2010b). O energii w dydaktyce przedmiotów przyrodniczych. Implikacje dla nauczyciela chemii. *Chemia w Szkole* (6), str. 10 - 16.
- Kuśmierczuk, W., (2010c). Some Misconceptions Relating to Chemical Energetics Teaching. Materiały międzynarodowego seminarium doktoranckiego, Słowacja, Uniwersytet w Trnawie, Modra, listopad 2010.
- Larcher C., (1994). Point de vue à propos des équilibres chimiques. *Aster*, 18, str. 57-62.
- Lee, M., Dr. Foley, (2007). High School Students' Alternative Ideas about Chemical Bonding. *Miha Lee's misconception Report*. Dostępne (11.06.2014) na: www.csun.edu/.../690/Miha's%20misconception%20report.doc
- Lee, O., Eichinger, D. C., Anderson, C. W., Berkheimer, G. D., Blakeslee, T. D., (1993). Changing middle school students' conceptions of matter and molecules. *Journal of Research in Science Teaching*, 30 (3), str. 249-270.
- Lemmer, M., Edwards, J.-A. and Rapule, S., (2008). Educators' selection and evaluation of Natural Science textbooks. *South African Journal of Education* 28, str. 175–187.
- Linn, M.C., Sanger, N.B. (1991). How do students' view of Science influence Knowledge integration? *Journal of Research in Science Education*, 28, str. 761-784.
- Logan, S.R., (1984). Introductory reaction kinetics-an unacknowledged difficulty. *Education in Chemistry*, 21, str. 20–22.
- Mann, C.F., (1981). What's the use of textbook? *Physics Education*, 16, str. 70 -73.
- Mashhadi, A. (1994). Advanced level physics students' understanding of quantum physics, Paper presented at BERA Annual Conference, Oxford 1994.
- McDermott, L., (1984). Research on Conceptual Understanding in Mechanics. *Physics Today*, 37, str. 4-32.
- Mikk, J., (2000). *Textbook Research and Writing*, Peter Lang, Frankfurt on Main.
- Minstrell, J.A., (1992). Teaching science for understanding. Wyd. M.K. Pearsall *Relevant research* (Vol. 2), Washington D.C.: National Science Teacher Association
- Mitchell, L.J., Gunstone, G.F., (1984). Some student conceptions brought to the study of stoichiometry. *Research in Science Education*, 14, str. 78 -88.
- Mojša, R., (2013). „Czynniki wpływające na opinie uczniów gimnazjum o chemii jako przedmiocie nauczania”, praca doktorska, UMCS Lublin.
- Montgomery, M.A., (2006). How to evaluate textbooks and other instructional materials. *Technical Report Rev. 1.1*, EdVantage Consulting. Dostępne (08.05.2015) na: http://www.edvantage-consulting.com/white_paper.html.
- Morwick, J.J. (1979). Should orbitals be taught in high school? *Journal of Chemical Education*, 56, str. 262-263.
- Myinth Swe Khime , (2013). Critical Analysis of Science Textbooks. Evaluating Instructional Effectiveness. Springer Science + Business Media, Springer, Dordrecht.
- Nakhleh, M., (1992). Why some students don't learn chemistry. *Journal of Chemical Education*, 69(3), str. 191 -216.
- Nakiboglu, C., (2003). Instructional Misconceptions of Turkish Prospective Chemistry Teachers About Atomic Orbitals and Hybridization. *Chemistry Education: Research and Practice*, 4 (2), str. 171 – 178.
- Nakiboglu, C., Yildirim, H., (2011). Analysis of Turkish High School Chemistry Textbooks and Teacher – Generated Questions about Gas Laws. *International Journal of Science and Mathematics Education*, 9 (5), str. 1047 – 1071.
- Nakhleh, M.B., Mitchell, R.C., (1993). Concepts learning versus problem solving: There is a difference. *Journal of Chemical Education*, 70 (3), str. 190 – 192.
- Niaz , M., (1998). A Lakatosian conceptual change teaching strategy based on student ability to build models with varying degrees of conceptual understanding of chemical equilibrium, *Journal of Science. Education.*, 7, str.107-127.

- Niaz, M., (2000). A framework to understand students' differentiation between heat energy and temperature and its educational implications. *Interchange* 31, str. 1–20.
- Niaz, M., (2006). Can the study of thermochemistry facilitate students' differentiation between heat energy and temperature? *Journal of Science Education and Technology*, 15 (3), str. 269-276.
- Niaz, M., Fernandez, R., (2008). Understanding Quantum Numbers in General Chemistry Textbooks. *International Journal of Science Education*, 30 (7), str. 869 – 901.
- Niaz, M., Maza, A., (2011). Nature of Science in general Chemistry Textbooks. Springer Briefs in Education. Wyd. Springer Dordrecht Heilderberg, London, New York.
- Novak, D. J., (1977). A theory of education. Wyd. Cornell University Press, Ithaca, N.Y.
- Nicoll, G. (2001). A report of undergraduates' bonding misconceptions. *International Journal of Science Education*, 23 (7), str. 707 – 730.
- Nurenbern, S.C. and Pickering, M. (1987). Concept learning vs. problem solving: is there a difference? *Journal of Chemical Education*, 64, str. 508-510.
- Ogilvie, J.F. (1990). The nature of the chemical bond - 1990. *Journal of Chemical Education*, 67, str. 280-289.
- Osborne, R.J. & Gilbert, J.K., (1980). A technique for exploring the student's view of the World. *Physics Education*, 50 (65), str. 376 – 379.
- Osborne, R., Cosgrove, M. (1983). Children's conceptions of the changes of state of water. *Journal of Research in Science Teaching*, 20(9), str. 825-838.
- Özmen, H., (2008). Determination of students' alternative conceptions about chemical equilibrium: a review of research and the case of Turkey. *Chemistry Education Research and Practice*, 9, str. 225-233.
- Paik, S.-H., Cho, B.-K., & Go, Y.-M. (2007). Korean 4- to 11-year-old student conceptions of heat and temperature. *Journal of Research in Science Teaching*, 44(2), str. 284-302.
- Palmer, D., (1999). Exploring to link between students' scientific and nonscientific conceptions. *Science Education*, 83: str. 639– 653.
- Palmer, D., (2001). Students' alternative conceptions and scientifically acceptable conceptions about gravity. *International Journal of Science Education*, 23, str. 691– 706.
- Pauling, L., (1983). Throwing The Book of Elementary Chemistry. *The Science Teacher*, 50, str. 23 – 29.
- Pedrosa, M.A., Dias, M.H., (2000). Chemistry textbook approaches to chemical equilibrium and student alternative conceptions. *Chemistry Education. Research and Practice in Europe*, 1, str. 227 – 236.
- Pereira, M.P., & Pestana, M.E.M. (1991) Pupils' representations of models of water. *International Journal of Science Education*, 13 (3), str. 313-319.
- Pickering, M., (1990). Further studies on concept learning versus problem solving. *Journal of Chemical Education*, 67(3), str. 254-258.
- Posner, G.J., Strike, K.A., Hewson P., Wertzog W.A., (1982). Accommodation of a scientific conception: Toward a theory of conceptual change. *Science Education*, 66, str. 211 – 227.
- Project 2061, American Association for the Advancement of Science (AAAS), Middle Grades Science textbooks evaluation: Summary of instructional analysis ratings in Physical Science. Dostępne (05.01.2014) na:
www.project2061.org/publications/textbook/mgsci/report/chart-phy%20sical.pdf
- Pujol, R., (1993). The chemistry textbooks used by ninth grade Venezuelan students as possible sources of misconceptions about the structure of matter. Red. J. Novak, *Proceedings of the Third International Seminar on Misconceptions and Educational*

- Strategies in Science and Mathematics*. Ithaca, New York: Cornell
- Quilez-Pardo J., Solaz-Portoles J.J., (1995). Students and teachers misapplication of Le Chatelier's principle: Implication for the teaching of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 32, str. 937-957.
- Quilez, J., (2004). Changes in concentrations and in partial pressure in chemical equilibria: students' and teachers' misunderstanding. *Chemistry Education. Research and Practice*, 5, 3, str. 281- 286.
- Quilez,J., (2008). First-year university chemistry textbooks' misrepresentation of equilibrium constants. *Journal of Science Education*, 9(2), str. 86 – 88.
- Raviolo A., Garritz, A., (2009). Analogies in the teaching of chemical equilibrium: a synthesis/analysis of the literature. *Chemical Education Research and Practice*, 10, str. 5 – 13.
- Reid, N., (1999). The Presentation of Chemistry: Logically Driven or Application Led? *Chemistry Education; Research and Practice in Europe*, 1 (3), str. 381 – 392.
- Reigeluth,C.M., Curtis, R.V. (1984). The use of analogies in written text. *Journal of Research in Science Education*, 30, str. 1241 – 1257.
- Rennner, J.W., Abraham, M.R., Grzybowski, E.B. & Marek, E.A., (1990). Understanding and misunderstanding of eighth graders of four physics concepts found in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 27, str. 35-54.
- Resnick, L.B.,(1987). Learning in School and Out. *Educational Researcher*, 16, str. 3 – 20.
- Risch, B.,(2010). Teaching Chemistry Around the World". Munster. Waxmann.
- Robinson, W. R., (1998). An alternative framework for chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 75, str. 1074–1075.
- Rogowski, A., (1977). Chemia dla klasy II liceum ogólnokształcącego. WSiP, Warszawa,
- Roseman, J. A., Kesidou, S., Stern, L. and Caldwell, A., (1999). Heavy books light on learning. *Science Books and Films*, 35 (6), str. 243–247. Dostępne (03.03.2014) na: <http://www.project2061.org/newsinfo/research/textbook/articles/heavy.htm>
- Roseman, J. E., Kulm, G., Shuttleworth, S, (2001). Putting textbooks to the test, *ENC Focus* 8 (3), str. 56–59. Dostępne (24.03.2014) na: <http://www.project2061.org/newsinfo/research/articles/enc.htm>.
- Roth, K.J., (1989). Science education: It's not enough to „do” or „relate”. *American Educator*, 13, str. 16 – 48.
- Schmidt, W., McKnight,C., Raizen, S. (1997). Executive summary. A splintered vision: An investigation of U.S. science and mathematics education. Lansing, MI: Michigan State University, U.S. national research Center.
- Sheehan, M., Childs, P., Hayes, S., (2014). The chemical misconceptions of trainee Science teachers at University of Limerick. Does year of study matter? Dostępne (21.12.2018) na: <https://www.researchgate.net/publication/268270477>
- Sanger, R., Greenbowe,T., (1999). Analysis of College Textbooks as sources of Misconceptions and Errors in Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, 76 (6), str. 853 – 860.
- Shiland, T.W. (1995). What.s the use of all this theory? - The role of quantum mechanics in high school chemistry textbooks. *Journal of Chemical Education*, 72, str. 215-219.
- Shiland, T.W., (1997). Quantum Mechanics and Conceptual Change in High School Chemistry Textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 34 (5), str. 535 – 545.
- Singer, M., Tuomi, J., (2003). Selecting instructional materials. A guide for K- 12 Science, *Technical Report*, National Research Council, Washington, D.C.
- Solaz-Portoles J.J., Quílez-Pardo J., (1998). Unequivocal prediction of chemical equilibrium shift when changing the temperature at constant volume. *Physical Education* 15, str. 29-33.

- Sorrels, R. C. and Britton, B. K., (1998). What is the point? Tests of a quick and clean method or improving instructional text. Red. C. R. Hynd, *Learning from Text Across Conceptual Domains*, Lawrence Erlbaum Associates, Mahwah, New Jersey, str. 95 –115.
- Staver, J.R., Lumpe, A., (1993). A content analysis of the presentation of the mole concept in chemistry textbook. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(4), str. 321 – 337.
- Stavy, R. (1988). Children's conception of gas. *International Journal of Science Education*, 10, str. 553-560.
- Stavy, R., (1995). *Learning Science in the Schools*. Hillsdale, NJ: Research Informing Practice; Lawrence Erlbaum.
- Stefani, C., Tsapalis, G. (2009). Students' Levels of Explanations. Models and Misconceptions in Basic Quantum Chemistry. A Phenomenographic Study. *Journal of Research in Science Teaching*, 46. str. 520 – 536.
- Stern, L. and Roseman, E., (2001). Textbook alignment, *The Science Teacher*, 68, str. 52–57.
- Stern, L., Ahlgren, A., (2002). Analysis of students' assessments in middle school curriculum materials: Aiming precisely at benchmarks and standards. *Journal of Research in Science Teaching*, 39, str. 889-910.
- Stern, L., Roseman, J.L., (2003). Can Middle – School Science Textbooks Help Students Learn Important Ideas? Findings from Project 2061's Curriculum Evaluation Study: Life Science. *Journal of Research in Science Teaching*, 4(6), str. 538 - 568.
- Stieff M., Wilenski U., (2003). Connected chemistry-incorporating interactive simulations into the chemistry classroom, *Journal of Science Education and Technology*, 12, str. 285-302.
- Stranges, A.N. (1981). Reflections on the electron theory of the chemical bond. *The Physics Teacher*, 19, str. 583-589.
- Styer, D.F., (1996). Common misconceptions regarding Quantum Mechanics. *American Journal of Physics*, 64, str. 31 -34.
- Sulaiman, J. and Dwyer, F., (2002). The effect of varied instructional text design strategies on the achievement of different educational objectives, *International Journal of Instructional Media* 29 (2), str. 215–223.
- Taber, K., (1995). Prior learning as epistemological block? The octet rule – an example from science education". A paper presented on the European Conference on Educational Research, incorporating the annual research conference of the British Educational Research Association at University of Bath. Dostępne (28.09.2016) na: <http://www.leeds.ac.uk/educol/documents/00001474.htm>
- Taber, K.S. (1997) Understanding chemical bonding - The development of A level students' understanding of the concept of chemical bonding (Ph.D. thesis). University of Surrey.
- Taber, K. S., (1998). An alternative conceptual framework from chemistry education. *International Journal of Science Education*, 20, str. 597–608.
- Taber, K. S., (1999). Alternative frameworks in chemistry. *Education in Chemistry* 36, str. 135–137.
- Taber, K., (2000). Trainee Science Teachers' Conceptions of Chemical Stability. British Educational Research Association Annual Conference, Cardiff University, Sept. 7 – 10.
- Taber, K., (2002). Chemical misconceptions; Prevention, Diagnosis and Cure; Part 1. – Theoretical Background. Wyd. Royal Society of Chemistry
- Taber, K., (2003). Mediating mental models of metals: acknowledging the priority of learner's prior learning. *Science Education*, 87 (5), str. 732 – 775.
- Tamir, P. (1971). Some issues related to the use of justifications to multiple-choice answers. *Journal of Biological Education*, 23(4), str. 285-292.

- Tan, K.C. D. & Treagust D.F. (1999). Evaluating students' understanding of chemical bonding, *School Science Review*, 81 (294), str. 75-83.
- Tan, K.-C. D., Chan, K.S., (2003). Content framework for intermolecular forces. *Journal of Science and Mathematics Education in Southeast Asia*, 26 (2), str. 61-75.
- Thiele, R.B., Venville, G.J., Treagust, D.F., (1995). A comparative analysis of analogies in secondary biology and chemistry textbooks used in Australian schools. *Research in Science Education*, 25 (2), str. 221 – 230.
- Thomas P.L., Schwenz, R.W., (1999). College physical chemistry students' conceptions of equilibrium and fundamental thermodynamics. *Journal of Research in Science Teaching*, 35, str. 1151–1160.
- Treagust, D., (1986). Evaluating Students' Misconceptions by Means of Diagnostic Multiple Choice Tests. *Research in Science Education*, 16, str. 199 – 207.
- Tsaparlis, G., Kousathana, M. (1995). Students' common errors and misconceptions in solving molecular-equilibrium problems. Wyd. Janiuk, R.M., *Proceedings of III-rd European Conference on Research in Chemical Education* (3rd ECRICE), str. 309-313. Lublin-Kazimierz, Poland: Maria Curie-Skłodowska University.
- Tsaparlis, G. (1997a). Atomic and molecular structure in chemical education: A critical analysis from various perspectives of science education. *Journal of Chemical Education*, 74, str. 922-925.
- Tsaparlis, G. (1997b). Atomic orbitals, molecular orbitals and related concepts: Conceptual difficulties among chemistry students. *Research in Science Education*, 27, str. 271-287.
- Tulip, D., Cook, A., (1992). The importance of selected textbook features to science Teachers. *Research in Science Teaching*, 22, str. 91 – 100.
- Tulip, D., Cook A., (1993). Teacher and student usage of science textbooks. *Research in Science Education*, 23, str. 302 – 307.
- Tyson, L., Treagust D.F., Bucat R.B., (1996). The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 76, str. 554 – 558.
- Vachon, M.K., Haney, R.F., (1983). Analysis of concepts in an eighth grade science textbook. *School, Science and Mathematics*, 83 (3), str. 236 – 245.
- Vallerant, R.J., Bissonnette, R., (1992). Intrinsic, Extrinsic, and Amotivational Styles as Predictors of Behaviour: A prospective Study. *Journal of Personality*, 60, str. 599 – 620.
- Van Driel J. and Gräber W., (2002). The Teaching and Learning Chemical Equilibrium. Wyd. J.K. Gilbert, et al., *Chemical Education: Towards Research-Based Practice*, Kluwer, Dordrecht, str. 271-292.
- Van Driel, J.H., De Vos W., Verloop N., Dekkers H., (1998). Developing secondary students' conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20, str. 379 – 392.
- Viennot, L., (1997). Experimental Facts and Ways of Reasoning in Thermodynamics: Learners' Common Approach. W Connecting Research in Physics Education with Teacher Education, Wyd. Tiberghien, Andree, Jossem, E. Leonard, Barojas, Jorge, Dostępne (05.05.2014) na: <http://www.physics.ohio-state.edu/~jossem/ICPE/C3.html>
- Villaverde, L. E., (2003). Secondary Schools: A Reference Handbook. ABC-CLIO, Santa Barbara, California.
- Vokos, S., Ambrose, B., Shaffer, P.S., McDermott, L. (2000). Student understanding of the wave nature of matter: Diffraction and interference of particles. *American Journal of Physics*, 66(7), str. 42–51.
- Voska K.W. and Heikkinen H.W., (2000). Identification and analysis of student conceptions used to solve chemical equilibrium problems. *Journal of Research in Science*

- Teaching*, 37, str. 160-176.
- Wandersee, H., Mintzes, J. J., and Novak, J. D., (1994). Research on Alternative Conceptions in Science. Wyd. Gabel, D. L., *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*, McMillan, New York, str. 177–210.
- Watts, M., (1981). Exploring pupils' alternative framework using interview-about-instances Method. Proceedings of the International Workshop on Problems Concerning students Representation of Physics and Chemistry Knowledge". Ludwigsburg, West Germany.
- Wellington, J., (1989). Skills and processes in science education: a critical analysis. London: Routledge.
- Wheeler A.E., Kass H., (1998). Student misconceptions in chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 75, str. 1176 – 1177.
- Wightman, T., Green, P. , Scott, P. H. (1986). *Children's learning in science project. The construction of meaning and conceptual change in classroom settings: Case studies on the particulate nature of matter*. Leeds: University of Leeds, Centre for Studies in Science and Mathematics Education.
- Yager, R.E., (1983). The importance of terminology in teaching K -12 science. *Journal of Research in Science Teaching*, 20, str. 577 – 588.
- Zoller, U., (1990). Students' Misunderstandings and Alternative Conceptions in College Freshman Chemistry (General and Organic), *Journal of Research in Science Teaching*, 27 (10), str. 1053–1065.

ANEKS

Lista dopuszczonych do użytku szkolnego podręczników chemii dla liceów stosowanych w nauczaniu w zakresie rozszerzonym poddana analizie w tej pracy

1. Kałuża B., Kamińska F., *Chemia ogólna i nieorganiczna. Część I i Część 2*. Wydawnictwo Edukacyjne Zofii Dobkowskiej, Warszawa 2003
2. Czerwiński A., Czerwińska A., Jelińska – Kazimierczuk M., Kuśmierczyk K. *„Chemia 1”*, WSiP S.A., Warszawa 2002
3. Czerwiński A., Czerwińska A., Jeziorska M., Kańska M. *„Chemia 3”*, WSiP S.A. Warszawa 2004
4. Hejwowska S., Marcinkowski R. *„Chemia 1- zakres rozszerzony”*, Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON Sp. z o.o. Rumia 2002
- Hejwowska S., Marcinkowski R., Staluszka J. *„Chemia 3 – zakres rozszerzony”*, Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON Sp. z o.o., Gdynia 2005
5. Litwin M., Styka– Wlazło S., Szymońska J. *„Chemia Ogólna i Nieorganiczna – kształcenie w zakresie podstawowym i rozszerzonym”* Wydawnictwo Nowa Era, Warszawa 2004
6. Pazdro K.M. *„Chemia dla licealistów – Budowa materii w oczach chemika”* Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro, Warszawa 1996
7. Pazdro K.M. *„Chemia dla licealistów – Kinetyka i Termodynamika Chemiczna”*, O.E. Krzysztof Pazdro, Warszawa 1997
8. Pazdro K.M. *„Chemia. Podręcznik do kształcenia rozszerzonego w liceach. Część I. Chemia ogólna”*, O.E.* Krzysztof Pazdro, Warszawa 2009
9. Pazdro K.M. *„Chemia. Podręcznik do kształcenia rozszerzonego w liceach. Część II. Chemia fizyczna”*, O.E. * Krzysztof Pazdro, Warszawa 2009
10. Poźniczek M., Kluz Z., *„Chemia – zakres rozszerzony”* Zamkor, Kraków 2006