

Województwo zachodniopomorskie

Chemia

**Sprawozdanie z egzaminu maturalnego
w roku 2018**

Opracowanie

Aleksandra Grabowska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)
Joanna Toczko (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Warszawie)
Beata Kupis (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Łodzi)

Redakcja

dr Wioletta Kozak (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

Opracowanie techniczne

Joanna Dobkowska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

Współpraca

Beata Dobrosielska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)
Agata Wiśniewska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)
Pracownicy ds. Analiz Wyników Egzaminacyjnych okręgowych komisji egzaminacyjnych

Opracowanie dla województwa zachodniopomorskiego

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Poznaniu

Damian Krawczyk
Jacek Pietrzak
Michał Pawlak

Chemia

Poziom rozszerzony

1. Opis arkusza

Arkusz egzaminacyjny z chemii składał się z 40 zadań otwartych i zamkniętych, spośród których cztery składały się z dwóch części, a trzy – z trzech części sprawdzających różne umiejętności. Łącznie w arkuszu znalazło się 50 poleceń różnego typu, które sprawdzały wiadomości oraz umiejętności w trzech obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji (5 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 7 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (24 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 30 punktów) oraz opanowanie czynności praktycznych (5 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 5 punktów). W arkuszu egzaminacyjnym znalazły się także zadania, które jednocześnie sprawdzały wiadomości oraz umiejętności w dwóch obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji oraz rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (8 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 9 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów oraz opanowanie czynności praktycznych (5 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 6 punktów) oraz wykorzystanie i tworzenie informacji i opanowanie czynności praktycznych (2 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać 2 punkty). Jedno polecenie w arkuszu sprawdzało umiejętności we wszystkich trzech obszarach, a za jego rozwiązanie można było otrzymać 1 punkt. Za rozwiązanie wszystkich zadań zdający mógł otrzymać 60 punktów. Podczas rozwiązywania zadań zdający mogli korzystać z *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijki oraz kalkulatora prostego.

2. Dane dotyczące populacji zdających

Tabela 1. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym*

Liczba zdających		
Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym	ogółem	925
	ze szkół na wsi	1
	ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców	149
	ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców	282
	ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców	493
	ze szkół publicznych	885
	ze szkół niepublicznych	40
	kobiety	668
	mężczyźni	257
	bez dysleksji rozwojowej	835
	z dysleksją rozwojową	90

* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

Z egzaminu zwolniono 6 osób – laureatów i finalistów Olimpiady Chemicznej.

Tabela 2. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych

Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych	z autyzmem, w tym z zespołem Aspergera	0
	słabowidzący	1
	niewidomi	0
	słabosłyszący	2
	niesłyszący	0
	ogółem	3

3. Przebieg egzaminu

Tabela 3. Informacje dotyczące przebiegu egzaminu

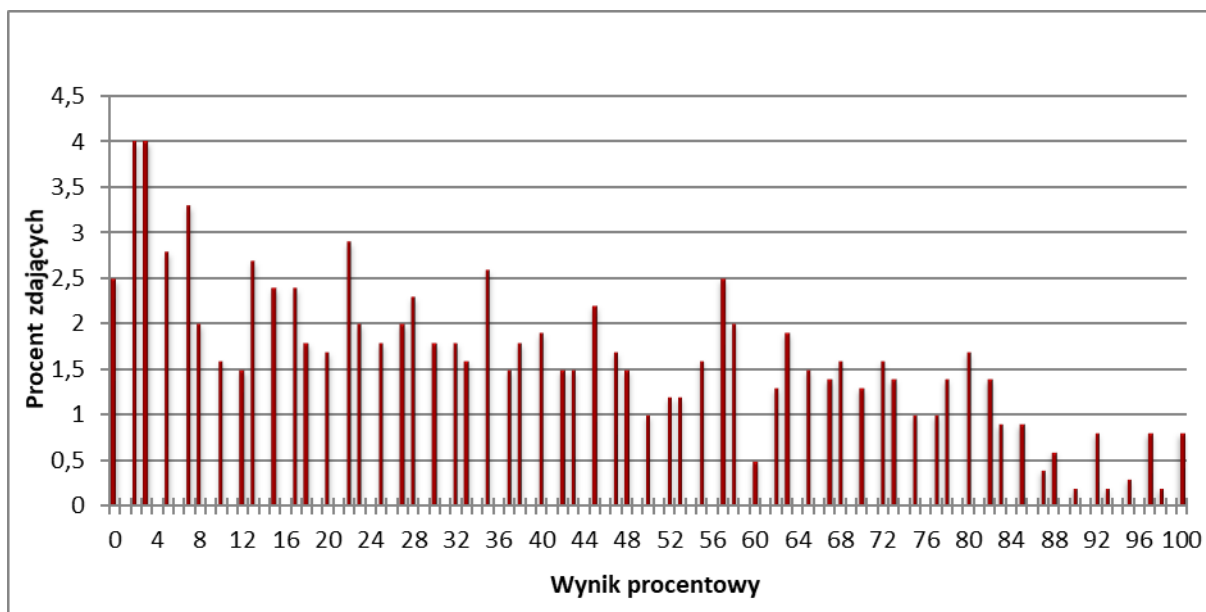
Termin egzaminu		16 maja 2018	
Czas trwania egzaminu		180 minut	
Liczba szkół		94	
Liczba zespołów egzaminatorów		2	
Liczba egzaminatorów		42	
Liczba obserwatorów ¹ (§ 8 ust. 1)		1	
Liczba unieważnień ²	w przypadku:		
	art. 44zzv pkt 1	stwierdzenia niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego	0
	art. 44zzv pkt 2	wniesienia lub korzystania przez zdającego w sali egzaminacyjnej z urządzenia telekomunikacyjnego	0
	art. 44zzv pkt 3	zakłócenia przez zdającego prawidłowego przebiegu egzaminu	0
	art. 44zzw ust. 1.	stwierdzenia podczas sprawdzania pracy niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego	0
	art. 44zzy ust. 7	stwierdzenia naruszenia przepisów dotyczących przeprowadzenia egzaminu	0
	art. 44zzy ust. 10	niemożności ustalenia wyniku (np. zaginięcie karty odpowiedzi)	0
Liczba wglądów ² (art. 44zzz)		179	
Liczba prac, w których nie podjęto rozwiązania zadań		0	

¹ Na podstawie rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej z dnia 21 grudnia 2016 r. w sprawie szczegółowych warunków i sposobu przeprowadzania egzaminu gimnazjalnego i egzaminu maturalnego (Dz.U. z 2016 r., poz. 2223, ze zm.).

² Na podstawie ustawy z dnia 7 września 1991 r. o systemie oświaty (tekst jedn. Dz.U. z 2018 r. poz. 1457, ze zm.).

4. Podstawowe dane statystyczne

Wyniki zdających



Wykres 1. Rozkład wyników zdających

Tabela 4. Wyniki zdających – parametry statystyczne*

Zdający	Liczba zdających	Minimum (%)	Maksimum (%)	Mediana (%)	Modalna (%)	Średnia (%)	Odchylenie standardowe (%)
ogółem	928	0	100	35	2	38	27
w tym:							
z liceów ogólnokształcących	857	0	100	38	7	41	26
z techników	71	0	35	3	2	5	7

* Dane dotyczą tegorocznych absolwentów. Parametry statystyczne są podane dla grup liczących 30 lub więcej zdających.

Poziom wykonania zadań

Tabela 5. Poziom wykonania zadań

Nr zad.	Wymaganie ogólne	Wymaganie szczegółowe	Poziom wykonania zadania (%)
1.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2.4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s , p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych); 2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.4) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów.	73
1.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2.3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z=36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach [...]; 2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.	43
1.3.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych [...]; 3.6) określa typ wiązania (σ , π) w prostych cząsteczkach.	66
2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra); 1.3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego [...].	47
3.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra).	33
4.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.3) analizuje i porównuje właściwości chemiczne [...] metali grup [...] 2.	33
5.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.3) stosuje pojęcia egzoenergetyczny, endoenergetyczny [...] do opisu efektów energetycznych przemian; 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej [...]; 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	50

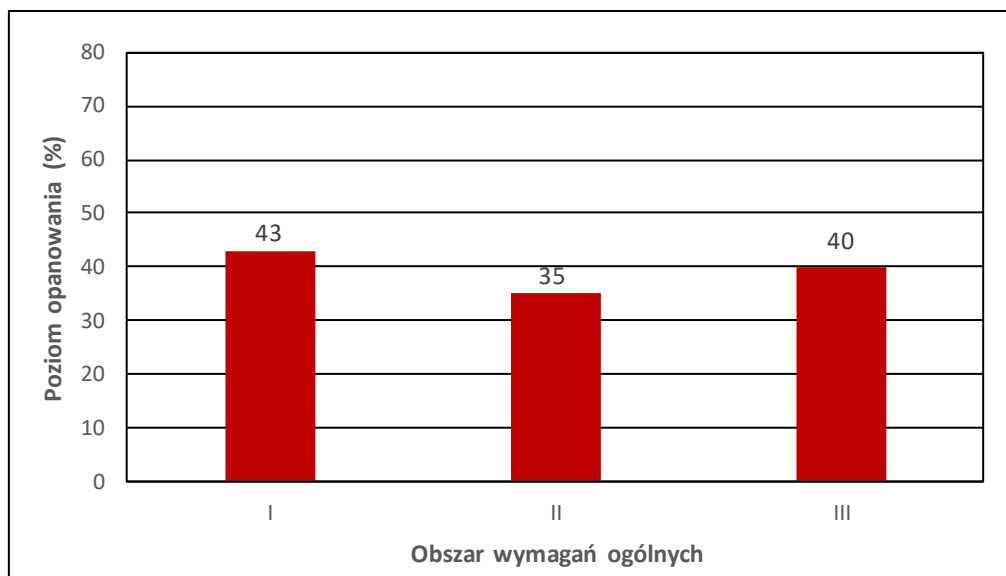
6.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...].	18
7.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...] substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych [...]; 5.9) [...] bada odczyn roztworu; 5.11) projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki i sole.	31
8.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 8. Niemetale. Zdający: 8.12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec [...] soli kwasów o mniejszej mocy; planuje [...] odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji.	38
8.2.	22		
8.3.	III. Opanowanie czynności praktycznych.		29
9.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.	32
9.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.	15
10.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.9) interpretuje wartości [...] pH [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza); 5.9) [...] bada odczyn roztworu.	58
11.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.9) podaje przykłady wskaźników pH [...] i omawia ich zastosowanie [...].	88
12.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza); 5.9) [...] bada odczyn roztworu; 5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie [...] jonowej ([...] skróconej).	14

13.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.9) [...] bada odczyn roztworu; 5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie [...] jonowej ([...] skróconej). III etap edukacyjny 6. Kwasy i zasady. Zdający: 6.6) [...] zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej zasad i kwasów [...]. 7. Sole. Zdający: 7.3) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej [...] soli.	22
14.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...], objętości gazów w warunkach normalnych. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji.	10
15.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...]. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	30
16.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.	41
17.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.	16
18.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali; 7.6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].	51
18.2.	III. Opanowanie czynności praktycznych.		18
19.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane [...] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].	39

20.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.10) pisze równania reakcji: [...] wytrącania osadów w formie [...] jonowej ([...] skróconej). 8. Niemetale. Zdający: 8.10) [...] planuje [...] doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny [...].	56
21.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej).	48
22.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki [...].	58
23.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów [...].	26
24.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.3) ustala rządowość atomów węgla w cząsteczce [...]; 9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria; 9.8) [...] przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); 9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji [...] addycji [...].	43
25.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) [...]. 9. Węglowodory. Zdający: 9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...]; 9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączanie (addycja): H_2 [...].	40
26.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...].	60
27.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów [...]; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne) [...]; 9.10) opisuje właściwości chemiczne alkinów [...] przyłączenie: [...] H_2O , [...]; pisze odpowiednie równania reakcji. 11. Związki karbonyłowe – aldehydy i ketony. Zdający: 11.6) porównuje metody otrzymywania [...] aldehydów i ketonów.	21

28.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.8) opisuje właściwości chemiczne alkanów [...] (pisze odpowiednie równania reakcji).	71
28.2.			37
29.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.	48
30.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...]; 9.15) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych [...].	51
30.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji [...].	32
30.3.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.9) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji.	41
31.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria.	50
32.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Zdający: 10.1) zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych; 10.5) opisuje działanie: CuO [...] na alkohole pierwszo-, drugorzędowe.	33
33.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach. 9. Węglowodory. Zdający: 9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria; 9.5) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów [...].	52
34.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) w prostych cząsteczkach związków [...] organicznych. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 6.2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w [...] cząsteczce związku [...] organicznego.	32
35.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 16. Cukry. Zdający: 16.3) zapisuje wzory łańcuchowe: [...] glukozy [...]; rysuje taflove (Hawortha) glukozy [...]; 16.6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce [...].	39

36.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów. Zdający: 10.8) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia [...] formułuje wniosek o sposobie odróżnienia fenolu od alkoholu. 16. Cukry. Zdający: 16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy; 16.8) projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste.	28
37.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć [...] izomeria. 9.5) rysuje wzory [...] izomerów optycznych [...].	28
38.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Zdający: 11.1) wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej). 16. Cukry. Zdający: 16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy; 16.5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów; 16.10) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych.	48
38.2.		15. Białka. Zdający: 15.3) wyjaśnia przyczynę denaturacji białek [...]; projektuje [...] doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji [...] na strukturę cząsteczek białek; 15.4) planuje [...] doświadczenie pozwalające na identyfikację białek.	67
39.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 16. Cukry. Zdający: 16.4) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy; 16.5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów.	28
40.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.5) przewiduje wpływ: stężenia [...] na szybkość reakcji [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane z [...] zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe.	18



Wykres 2. Poziom wykonania zadań w obszarach wymagań ogólnych

Komentarz

Egzamin maturalny z chemii sprawdzał, w jakim stopniu absolwenci spełnili wymagania z zakresu tego przedmiotu określone w podstawie programowej kształcenia ogólnego dla III i IV etapu edukacyjnego. Zadania w arkuszu egzaminacyjnym reprezentowały różne wymagania ogólne i szczegółowe podstawy programowej. Ponadto zadania zawierały różnorodne materiały źródłowe oraz sprawdzały przede wszystkim umiejętności złożone, w tym umiejętność myślenia naukowego, projektowania doświadczeń i analizy wyników.

1. Analiza jakościowa zadań

Arkusz na tegorocznym egzaminie maturalnym z chemii zawierał 50 zadań (poleceń). Spośród nich jedno okazało się bardzo łatwe, a trzy – łatwe. Większość zadań była trudna lub umiarkowanie trudna, zaś siedem zadań okazało się bardzo trudnych.

Najwyższy poziom wykonania, równy 88%, uzyskało zadanie 11., w którym należało wybrać wskaźnik pH odpowiedni do zidentyfikowania punktu równoważnikowego w miareczkowaniu roztworu słabego kwasu roztworem mocnej zasady. Kryterium wyboru jednego z czterech wskaźników o podanym zakresie pH zmiany barwy była wartość pH roztworu w punkcie równoważnikowym. 88% zdających poprawnie zastosowało to kryterium i wybrało właściwy wskaźnik.

Łatwym zadaniem w tegorocznym arkuszu było także zadanie 1.1., które wymagało zidentyfikowania dwóch pierwiastków z czwartego okresu (metal i niemetal) na podstawie wybranych informacji o położeniu tych pierwiastków w układzie okresowym oraz opisu niektórych ich właściwości, a także charakterystyki konfiguracji elektronowej ich atomów. 73% zdających poprawnie wskazało oba pierwiastki oraz określiło numer grupy układu okresowego i symbol bloku konfiguracyjnego, do których te pierwiastki należą. Błędy popełnione w tym zadaniu częściej były związane z identyfikacją metalu – niektórzy zdający nie zauważyli, że może on być tylko metalem bloku *d*, i zamiast miedzi wskazywali potas.

Kolejnym pod względem łatwości zadaniem było zadanie 28.1. (poziom wykonania – 71%), w którym należało napisać dwa równania: reakcji otrzymywania etylolitu i reakcji metylolitu z wodą. Aby poprawnie wykonać to zadanie, zdający musieli wykorzystać informację wprowadzającą, w której opisano sposób otrzymywania związków litoorganicznych oraz ich wybrane właściwości, m.in. przebieg reakcji z wodą. Zagadnienia te nie wchodzą w zakres treści podstawy programowej, co oznacza, że napisanie obu równań reakcji wymagało wnikliwej analizy ogólnych informacji i zastosowania ich do konkretnych związków.

Wysoki poziom wykonania osiągnęły jeszcze dwa zadania: 38.2. (poziom wykonania – 67%) i 1.3. (poziom wykonania – 66%). W zadaniu 38.2. należało podać nazwę procesu, któremu – w opisanym doświadczeniu – ulega białko (albumina) po dodaniu etanolu do jego roztworu. Większość zdających poprawnie wskazywała na denaturację lub ścinanie białka. Tylko nieliczni nie zauważyli, że opisany proces jest nieodwracalny, i błędnie podawali nazwę *koagulacja* albo *wysalanie* białka. Zadanie 1.3. było trzecim poleceniem związanym z opisaną powyżej identyfikacją dwóch pierwiastków i dotyczyło budowy cząsteczki niemetalu: wymagało określenia liczby wiązań σ i π oraz liczby wolnych par elektronowych w tej cząsteczce. Większość zdających wykonała to zadanie poprawnie, a najczęstszym błędem było niepoprawne określenie liczby wolnych par elektronowych jako 3 zamiast 6.

Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się zadanie 14., którego poziom wykonania wyniósł 10%. Było ono zadaniem obliczeniowym: wymagało obliczenia stężeniowej stałej równowagi reakcji przebiegającej w fazie gazowej w temperaturze T . W informacji wprowadzającej podane było równanie tej reakcji, w którym zamiast wzorów konkretnych reagentów użyto ogólnych symboli A, B i C. Zaznaczono, że gazy A i B (substraty reakcji w momencie początkowym) zmieszano w stosunku molowym $n_A:n_B = 1:4$ oraz że mieszanina tych gazów w warunkach normalnych zajmowała objętość 1 dm^3 . Ponadto dana była wartość stałej pojemności reaktora (1 dm^3) oraz wartość równowagowego stężenia molowego produktu C. W próbach rozwiązania tego zadania

najczęstszym błędem było założenie co do początkowych stężeń substratów: $c_A^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i $c_B^\circ = 4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Zdający nie odróżnili informacji o względnej początkowej liczbie moli substratów od informacji o ich bezwzględnej ilości, z której w stanie równowagi – w temperaturze T – otrzymano produkt C w podanym stężeniu (Przykład 1.).

Przykład 1.

Obliczenia:

zakładam $n_A = 1 \text{ mol}$, $n_B = 4 \text{ mol}$
 $[A] = \frac{1}{1} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $[B] = \frac{4}{1} = 4 \text{ mol/dm}^3$ } przed powstaniem produktu

R	c_0	c_p	c_r
A	1	0,002	$1 - 0,002 = 0,998$
B	4	0,004	$4 - 0,004 = 3,996$
C			0,004

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]^2}$$

$$K = \frac{(0,004)^2}{0,998 \cdot (3,996)^2} = \frac{16 \cdot 10^{-6}}{15,936048} = 1 \cdot 10^{-6}$$

Część maturzystów zakładała, że sumaryczna liczba moli substratów reakcji była równa 1 mol (Przykład 2.).

Przykład 2.

Obliczenia:

$$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$$

$\frac{[\text{mol}]}{p}$	$\frac{1}{5} = 0,2$	$\frac{4}{5} = 0,8$	—
$\frac{[\text{mol}]}{V}$	$0,2 - 0,198 = 0,002$	$0,8 - 0,004 = 0,796$	0,004
R	= 0,198		

$$[A] = 0,198 \text{ mol/dm}^3$$

$$[B] = 0,796 \text{ mol/dm}^3$$

$$[C] = 0,004 \text{ mol/dm}^3$$

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]^2} = \frac{16 \cdot 10^{-6}}{0,1254559} = 127,53 \cdot 10^{-6} = 1,2753 \cdot 10^{-4}$$

Niektórzy zdający mieli problem z odróżnieniem stężenia początkowego i równowagowego substratów reakcji (gazów A i B) i podstawiali do wyrażenia na stężeniową stałą równowagi wartości stężeń początkowych tych substancji, co ilustruje przykład 3., w którym zdający przyjął do obliczenia K założone przez siebie wartości początkowe stężenia substratów A i B (Przykład 3.).

Przykład 3.

Obliczenia:

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]^2}$$

$$[A] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[B] = 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[C] = 0,004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K = \frac{0,004^2}{1 \cdot 4^2} = \frac{0,000016}{16} = 0,000001 = 10^{-6}$$

Pojawiały się także trudności z interpretacją stechiometrii opisanej reakcji i wynikające z nich błędy w wyrażeniu stężeń równowagowych substancji A i B (Przykład 4.).

Przykład 4.

Obliczenia:

$$A + 2B \rightarrow 2C$$

$1 \text{ mol} - 22,4 \text{ dm}^3$
 $x \text{ moli} - 1 \text{ dm}^3$
 $x = 0,0446 \text{ mola}$

$n_A = \frac{1}{3} x = 0,0089 \text{ mola}$
 $n_B = \frac{4}{5} x = 0,0357 \text{ mola}$
 $n = 1 \text{ mol} \Rightarrow n = c \cdot \text{mol}$

	A	B	C
C_p	0,0089	0,0357	0
Δ	-0,004	-0,004	
C_k	0,0049	0,0317	0,004

$$K = \frac{(0,004)^2}{0,0049 \cdot (0,0317)^2} = \frac{0,000016}{0,000049}$$

$$K = 3,08$$

Bardzo liczna grupa zdających – podczas obliczania wartości stałej równowagi – popełniła błędy rachunkowe. Ponieważ wartości użytych w obliczeniach stężeń były małe i dodatkowo podnoszone do kwadratu, zdający, unikając stosowania notacji typu $a \cdot 10^{-n}$ (np. $0,004 = 4 \cdot 10^{-3} \Rightarrow 0,004^2 = (4 \cdot 10^{-3})^2 = 16 \cdot 10^{-6}$), byli zmuszeni posługiwać się zapisami typu 0,000016, co często skutkowało błędami arytmetycznymi. W prezentowanym poniżej przykładzie 5. zdający pomylił się w podnoszeniu do kwadratu liczby 0,032, czyli wartości równowagowego stężenia substratu B.

Przykład 5.

Obliczenia: $V = 1 \text{ dm}^3$

$$\frac{1 \text{ mol}}{x} = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} \quad x = 0,045 \text{ mola gazu } A:B$$

x - liczba moli A $4x$ - liczba moli B $A \rightarrow 0,009 \text{ mol}$
 $5x = 0,045 = 0,009$ $B \rightarrow 0,036 \text{ mol}$

C_p	C_{przer}	$C_{\text{równ}}$
A 0,009	0,002	0,007
B 0,036	0,004	0,032
C		0,004

$$K_c = \frac{C^2}{A \cdot B^2} = \frac{0,000016}{0,007 \cdot 0,0016} = \frac{0,000016}{0,000084} = 1,9$$

Trzeba także zwrócić uwagę na fakt, że wielu zdających nie zaznaczyło, czy posługuje się liczbami moli, czy – stężeniami molowymi reagentów. W przypadku omawianego zadania, kiedy $V = 1 \text{ dm}^3$, wielkości liczbowe są takie same, ale ich sens fizyczny jest różny. Maturzyści najczęściej ignorowali zapis jednostek na etapie analizy zadania, a tylko nieliczni zaznaczali, że objętość mieszaniny gazów jest jednostkowa, ponieważ pojemność reaktora jest stała i wynosi 1 dm^3 .

Wielu zdających – z powodu trudności merytorycznych lub rachunkowych – nie dokończyło rozwiązania tego zadania, a część – w ogóle nie podjęła próby rozwiązania.

Kolejnym pod względem trudności zadaniem było zadanie 12., którego poziom wykonania wyniósł 14%. Należało w nim określić odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym miareczkowania roztworu słabego kwasu roztworem mocnej zasady (wiedząc, że jego $\text{pH} = 9$), a następnie ten wybór uzasadnić, odwołując się do procesu zachodzącego w roztworze. Pierwsza część zadania – określenie odczynu roztworu – nie sprawiła maturzystom większej trudności, chociaż zdarzało się, że odczyn błędnie określano jako *obojętny*, pomijając informację o tym, że pH w punkcie równoważnikowym było równe 9.

Poniżej przedstawiono przykład takiej błędnej odpowiedzi (Przykład 6.).

Przykład 6.

W opisanym doświadczeniu odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym jest (kwasowy / obojętny / zasadowy).

Uzasadnienie:

no punkcie równoważnikowym odczyn jest obojętny ponieważ roztwór wodotlenku sodu dodano dokładnie taką samą ilość moli kwasu octowego i miała miejsce reakcja zobojętniania no wtedy powstaje sól

Większość maturzystów poprawnie stwierdzała, że odczyn otrzymanego roztworu jest zasadowy, ale o wiele więcej trudności sprawiło im sformułowanie uzasadnienia uwzględniającego proces zachodzący w roztworze, czego wymagało polecenie. Najwięcej odpowiedzi zawierało wyjaśnienie, co oznacza $\text{pH} = 9$, np.:

- pH w punkcie równoważnikowym było równe 9, więc odczyn roztworu jest zasadowy
- po wykonaniu doświadczenia ustalono, że pH w punkcie równoważnikowym było równe 9, a $\text{pH} > 7$ warunkuje zasadowy odczyn roztworu,

albo stwierdzenie, że miareczkowano roztwór słabego kwasu roztworem mocnej zasady, np.:

- w roztworze zachodzi proces zobojętniania, ale ponieważ do słabego kwasu dodawano mocnej zasady, odczyn będzie zasadowy
- zachodzi reakcja słabego kwasu z mocną zasadą, więc powstała sól ma odczyn zasadowy.

Uzasadnienia te były niewystarczające, ponieważ nie było w nich mowy o reakcji powstających anionów octanowych z cząsteczkami wody, a więc nie odwoływały się do procesu zachodzącego w roztworze.

Zdarzały się też takie odpowiedzi, w których zdający tłumaczyli zasadowy odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym nadmiarem użytej zasady, np. *po użyciu nadmiaru zasady sodowej roztwór przybiera zasadowy odczyn*, mimo że w opisie miareczkowania punkt równoważnikowy został zdefiniowany jako moment, w którym do miareczkowanego roztworu kwasu dodano taką objętość roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli CH_3COOH w roztworze wziętym do analizy.

Niektóre odpowiedzi świadczyły o braku zrozumienia zagadnień związanych z przebiegiem reakcji kwas–zasada w roztworach wodnych (Przykład 7. i 8.).

Przykład 7.

Uzasadnienie:

... pH w punkcie równoważnikowym wynosi 9, bo jeśli $\text{pH} > 7$, to odczyn roztworu jest zasadowy. NaOH jest mocniejszym elektrolitem niż CH_3COOH , dlatego do zobojętnienia CH_3COOH potrzebował mniejszej liczby NaOH, niż jest w roztworze moli CH_3COOH . Z tego powodu przy dodaniu takiej samej liczby moli odczyn jest zasadowy.

Przykład 8.

Uzasadnienie: Aby zobojźnić, całkowicie słaby kwas CH_3COOH trzeba użyć znacznie więcej objętości mocnej zasady niż przy zobojźnianiu mocnego kwasu. Zasada NaOH zwycięży takiej samej objętości mocnej zasady, sprawi że CH_3COOH i NaOH = 1:1. To oznacza, że punkt równoważnikowy nie będzie wynosił 7, ale będzie miał wartość wyższą, czyli będzie odczyn zasadowy.

Następne bardzo trudne zadanie to zadanie 9.2. (poziom wykonania – 15%). Tak jak w zadaniu 14., należało w nim rozwiązać problem obliczeniowy związany z równowagą chemiczną, ale dla reakcji zachodzącej w roztworze wodnym. Szukaną było pH roztworu soli. Zdający dysponowali informacją, że jest to roztwór o odczynie kwasowym, ponieważ aniony wodorosiarczanowe(VI) obecne w roztworze tej soli ulegają reakcji z cząsteczkami wody. Podane było równanie tej reakcji, jej stała równowagi (w temperaturze T), a stężenie analityczne roztworu soli należało obliczyć, mając do dyspozycji masę substancji rozpuszczonej i objętość roztworu. Zaznaczono także, że reakcji z wodą uległo znacznie więcej niż 5% anionów obecnych w roztworze. Oznaczało to, że do obliczeń nie można było zastosować wzoru uproszczonego, a w konsekwencji – należało rozwiązać równanie kwadratowe, w którym niewiadoma występuje w pierwszej i drugiej potęgze. Niestety, liczni zdający informację tę zignorowali i wykonywali obliczenia, stosując wzór uproszczony, jak to przedstawiono w przykładach 9. i 10.

Przykład 9.

Oblicz pH tego roztworu. Wynik końcowy podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

$$\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^- \quad \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$$

$$1 \text{ mol NaHSO}_4 - 120 \text{ g}$$

$$m \text{ NaHSO}_4 - 0,6 \text{ g}$$

$$n \text{ NaHSO}_4 = 0,005 \text{ moli}$$

$$C_0 = \frac{0,005 \text{ moli}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K = \alpha^2 \cdot C_0$$

$$\alpha^2 = \frac{K}{C_0}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_0}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{0,01}{0,05}} = \sqrt{0,2} = 0,4472$$

$$\alpha = \frac{C_{\text{zdys.}}}{C_0}$$

$$C_{\text{zdys.}} = \alpha \cdot C_0$$

$$C_{\text{zdys.}} = 0,4472 \cdot 0,05$$

$$C_{\text{zdys.}} = 0,02236 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$C_{\text{zdys.}} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[0,22 \cdot 10^{-1}]$$

$$\text{pH} = 1,658$$

Przykład 10.

Obliczenia: $M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$

$$K = 1 \cdot 10^{-2}$$

$$m_{\text{NaHSO}_4} = \frac{0,6}{120} = 0,005 \text{ mol}$$

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$C_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ mol/dm}^3 = [\text{HSO}_4^-]$$

$$K = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = x$$

$$1 \cdot 10^{-2} = \frac{x^2}{0,05}$$

$$0,0005 = x^2$$

$$x = 0,02236 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,02236 = 1,653$$

Rozwiązanie równania kwadratowego, w którym niewiadoma występuje w pierwszej i drugiej potędze, okazało się jednym z najtrudniejszych momentów. Większość zdających, którzy zauważyli, że $a > 5\%$, umiała poprawnie obliczyć stężenie analityczne soli oraz poprawnie zapisać wyrażenie na stałą równowagi opisanej reakcji. Błędy zaczęły się pojawiać w rozwiązaniu równania kwadratowego. Polegały one na niepoprawnym zapisie wyrażenia na wyróżnik trójmianu kwadratowego (Δ) i wyrażen na pierwiastki równania kwadratowego, a także na licznych błędach arytmetycznych, takich jak pominięcie znaku minus przy podstawianiu współczynników a , b i c oraz błędach w dzieleniu, mnożeniu czy potęgowaniu. Przykład 11. ilustruje bardzo częsty błąd polegający na pominięciu znaku „-” przed współczynnikiem b podczas obliczania pierwiastków równania kwadratowego.

Przykład 11.

Obliczenia:

$$\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$$

$$\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$$

$$M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$$

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_m}{1 - \alpha}$$

$$10^{-2} = \frac{\alpha^2 \cdot 0,05}{1 - \alpha}$$

$$0,01 = \frac{\alpha^2 \cdot 0,05}{1 - \alpha}$$

$$(1 - \alpha) \cdot 0,01 = \alpha^2 \cdot 0,05$$

$$0,05\alpha^2 + 0,01\alpha - 0,01 = 0 / : 0,05$$

$$5\alpha^2 + \alpha - 1 = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4ac = 1 + 4 \cdot 5 = 21$$

$$\sqrt{\Delta} = 4,583$$

$$x_1 = \frac{-1 - 4,583}{10} \text{ sprzecz.}$$

$$x_2 = \frac{-1 + 4,583}{10} = 0,5583 = \alpha$$

$$\alpha = 0,5583 = 55,83\%$$

$$\frac{0,6}{120} = 0,005 \text{ mola}$$

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$C_m = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C_m$$

$$[\text{H}^+] = 0,027915$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,027915 =$$

$$-\log [0,27915 + 10^{-1}]$$

$$\text{pH} = 1,553$$

W rozwiązaniu przedstawionym w przykładzie 12. wystąpił błąd w obliczeniu wyróżnika trójmianu kwadratowego Δ .

Przykład 12.

Obliczenia:

$$M_{\text{NaHSO}_4}$$

$$m = \frac{0,6 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 0,005 \text{ mola}$$

$$C_m = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

$$1 \cdot 10^{-2} = \frac{\alpha^2 (0,05)}{1 - \alpha}$$

$$(0,01)(1 - \alpha) = 0,05\alpha^2$$

$$\alpha = \frac{C_2}{C_0} \quad C_0 = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$-0,01\alpha + 0,01 - 0,05\alpha^2 = 0$$

$$\Delta = 0,0001 - 0,002 = 0,0019$$

$$C_2 = \alpha C_0 = 0,34 \cdot 0,05 = 0,017$$

$$\sqrt{\Delta} = 0,044$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 1,77$$

$$\alpha_1 / \alpha_2 = \frac{0,01 \pm 0,044}{-0,1} = \begin{matrix} \nearrow -0,54 \text{ nie ma} \\ \searrow 0,34 \end{matrix}$$

Odp: pH wynosi 1,77

Trzeba także zauważyć, że wielu zdających najpierw obliczało stopień dysocjacji α , a dopiero z niego – stężenie jonów H^+ w stanie równowagi, mimo że w wyniku podstawienia danych do wyrażenia na stałą równowagi można bezpośrednio to stężenie obliczyć. Zdarzały się też takie rozwiązania, których wynikiem – wskutek błędów obliczeniowych – było $\alpha > 1$, czyli przekraczające 100% (Przykład 13.).

Przykład 13.

Obliczenia: $u = 1,0 \cdot 10^{-2}$ $V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$

$m = 0,600 \text{ g}$ $\alpha > 5\%$ $M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$n_{\text{NaHSO}_4} = \frac{0,600}{120} = 0,005 \text{ mol}$ $c = \frac{n}{V} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1-\alpha}$ $0,01 = \frac{\alpha^2 \cdot 0,05}{1-\alpha}$ $0,01(1-\alpha) = \alpha^2 \cdot 0,05$

$0,01 - 0,01\alpha = \alpha^2 \cdot 0,05$ $0,05\alpha^2 + 0,01\alpha - 0,01 = 0$

$\Delta = 0,01^2 + 4 \cdot 0,05 = 21 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \sqrt{\Delta} = 4,58 \cdot 10^{-2}$

$\alpha_1 = \frac{-0,01 - 4,58 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 0,05} < 0$ $\alpha_2 = \frac{-0,01 + 4,58 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 0,05} = 3,58$

$[H^+] = \alpha \cdot c = 3,58 \cdot 0,05 = 0,179 \text{ mol/dm}^3$

$pH = -\log [H^+] = -\log 0,179 \approx -\log 0,18 = \underline{0,745}$

Ponadto niektórzy zdający założyli, że stężenie kationów wodorowych jest równe analitycznemu stężeniu soli, a więc – reakcja powstania tych kationów przebiega z wydajnością 100%, mimo że dysponowali informacją, że stała równowagi tej reakcji ma wartość $K = 1,0 \cdot 10^{-2}$ (Przykład 14.).

Przykład 14.

Obliczenia: $m = 0,6 \text{ g NaHSO}_4$ $V = 0,1 \text{ dm}^3$

$n = \frac{m}{M} = \frac{0,6}{120} = 0,005 \text{ mol NaHSO}_4$

$c_m = \frac{n}{V} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$
 $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$pH = -\log [H^+] = -\log 0,05 = 1,301$

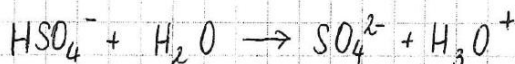
$pH = 1,301$

lub przyjmowali, że $\alpha = 5\%$, co zilustrowano poniższym przykładem.

Przykład 15.

Obliczenia:

$$m_{\text{NaHSO}_4} = 0,6 \text{ g}$$



$$V_r = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$M_{\text{NaHSO}_4} = 23 + 1 + 32 + 64 = 120 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaHSO}_4} = \frac{m}{M} = 0,005 \text{ mola}$$

$$[\text{H}^+] = 0,00025 : 0,1 = 0,0025 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,25 \cdot 10^{-2}$$

$$n_{\text{NaHSO}_4} = n_{\text{HSO}_4^-}$$

$$n_{\text{HSO}_4^-} = 0,005 \text{ mola}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$0,005 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$\text{pH} = 2,602$$

$$x \quad \text{---} \quad 5\%$$

$$x = 0,00025 \text{ mola}$$

Kolejne dwa zadania – 6. i 40. – osiągnęły bardzo niski poziom wykonania równy 18%. Zadanie 6. było zadaniem obliczeniowym. Należało w nim obliczyć, jaki procent masy mieszaniny CO i CO₂ (w danej temperaturze równej 873 K) stanowi zawarty w obu tlenkach tlen. Skład mieszaniny tlenków należało odczytać z zamieszczonego w informacji wprowadzającej wykresu ilustrującego objętościową zawartość procentową CO i CO₂ w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa). W treści zadania znalazła się także sugestia o możliwości przyjęcia założenia, że łączna liczba moli obu gazów jest równa 1, i podana była wartość objętości molowej gazu w warunkach pomiaru (innych niż normalne). Rozwiązanie zadania sprawiło trudności już na etapie analizy problemu. Część zdających obliczyła zawartość procentową (w procentach masowych) tlenu osobno w obu tlenkach. Nie zauważyli oni, że zawartość procentowa pierwiastków w związku chemicznym zależy tylko od jego składu elementarnego, a nie zależy od warunków, w jakich ten związek się znajduje (Przykład 16.).

Przykład 16.

Obliczenia:

$$\text{zawartość CO}_2 \text{ w \% obj.} = 80\% \text{ obj.}$$

$$\text{zawartość CO w \% obj.} = 20\% \text{ obj.}$$

$$1 \text{ mol gazu to } 11,6 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} = 1 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \quad n = \frac{pV}{RT}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ g} \quad V_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{CO}} = 14,32 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1013 \cdot 57,28}{83,1 \cdot 873} = 0,8 \text{ mola}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{1013 \cdot 14,32}{83,1 \cdot 873} = 0,2 \text{ mola}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}} = 5,6 \text{ g}$$

$$n_{\text{O}_2} \text{ w CO}_2 = 2 \cdot 0,8 \text{ mola} = 1,6 \text{ mola}$$

$$n_{\text{O}_2} \text{ w CO} = 0,2 \text{ mola}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1,6 \text{ mola} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mola}} = 25,6 \text{ g}$$

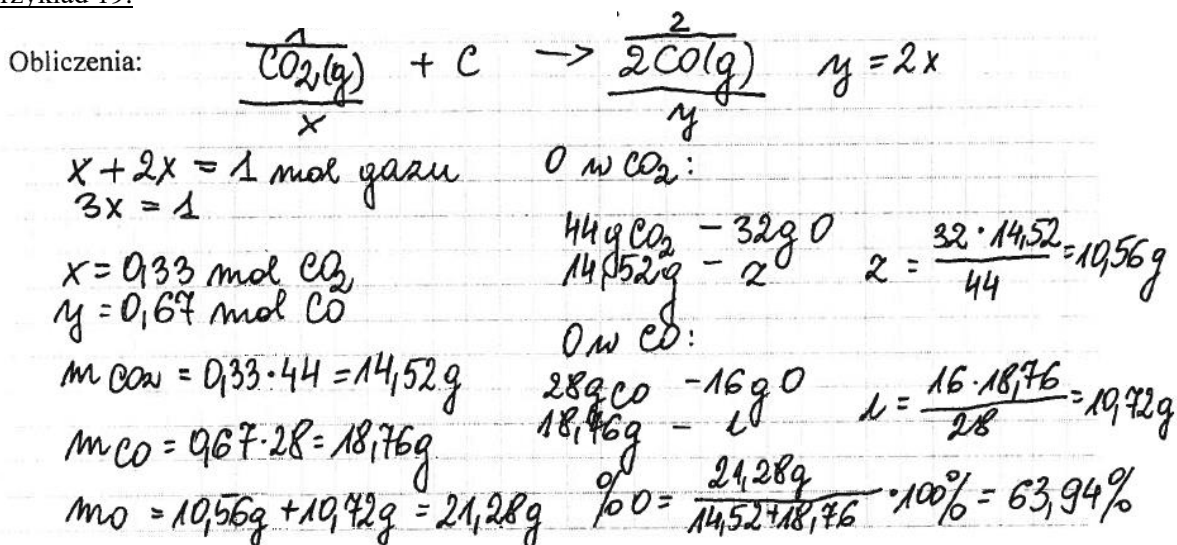
$$m_{\text{O}_2} = 0,2 \text{ mola} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mola}} = 3,2 \text{ g}$$

$$\% \text{ O}_2 \text{ masowy w CO}_2 \approx 42,73\%$$

$$\% \text{ O}_2 \text{ masowy w CO} = 57,14\%$$

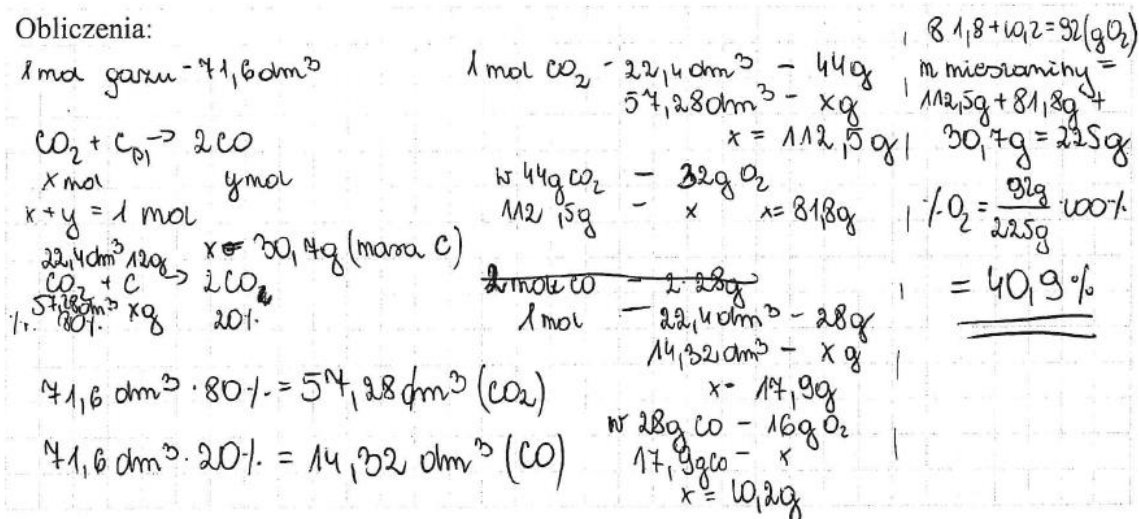
Ponadto niektórzy maturzyści błędnie wykorzystali tak obliczoną zawartość procentową (w procentach masowych) tlenu osobno w obu tlenkach, aby uzyskać z niej „średnią ważoną”, uwzględniając zawartość (w procentach objętościowych) poszczególnych tlenków w opisanej mieszaninie (Przykład 17.).

Przykład 19.



W części prac zdający początkowo wykorzystywali do rozwiązania informację o objętości molowej gazu w opisanych warunkach i obliczali poprawnie objętość CO i objętość CO₂ w mieszaninie reakcyjnej przy założeniu, że sumaryczna liczba moli gazowych reagentów jest równa 1, a następnie obliczali masę tych tlenków na podstawie objętości molowej gazów w warunkach normalnych (Przykład 20.).

Przykład 20.



Niektórzy zdający pominieli fakt, że należy obliczyć zawartość tlenu w mieszaninie gazów i – błędnie – do masy całości doliczali masę węgla, który jest ciałem stałym (Przykład 21.).

Przykład 21.

Obliczenia:

$$m_{\text{CO}_2} = 0,8 \text{ mola}$$

$$m_{\text{CO}} = 0,2 \text{ mola}$$

$$m_{\text{C}} = 0,8 \text{ mola}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 0,8 \cdot 44 = 35,2 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}} = 0,2 \cdot 28 = 5,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}} = 0,8 \cdot 12 = 9,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{mieszaniny}} = 35,2 + 5,6 + 9,6 = 50,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}_2} = 0,8 \cdot 32 + 0,2 \cdot 16 = 28,8 \text{ g}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{28,8}{50,4} = 0,5714 = 57,14\%$$

Warto także zaznaczyć, że niektórzy maturzyści – aby obliczyć liczbę moli CO i CO₂ – zgodnie z sugestią zawartą w treści zadania przyjmowali, że łączna liczba moli obu gazów jest równa 1, poprawnie wyrażali objętość tej mieszaniny jako objętość molową gazu w warunkach zadania, następnie obliczali objętość każdego z gazów, wykorzystując dane odczytane z wykresu, po czym – stosując równanie Clapeyrona – obliczali liczbę moli każdego gazu. Nie uwzględnili oni prawa Avogadra, z którego wynika, że stosunki objętościowe gazów są równe ich stosunkom molowym, i chociaż obliczenia te nie były błędne, były zbędne (Przykład 22.).

Przykład 22.Obliczenia: $T = 873 \text{ K}$ $p = 1013 \text{ hPa}$ 1 mol gazu - $22,4 \text{ dm}^3$

$$\% \text{CO}_2 = 80\%$$

$$\% \text{CO} = 20\%$$

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{CO}} = 14,32 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 57,28 \text{ dm}^3}{831,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 873 \text{ K}} \approx 0,8 \text{ mola}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 14,32 \text{ dm}^3}{831,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 873 \text{ K}} = 0,2 \text{ mola}$$

$$M_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{O} = \frac{(2 \cdot 0,8 \text{ mola} + 0,2 \text{ mola}) \cdot 16 \text{ g/mol}}{0,8 \text{ mola} \cdot 44 \text{ g/mol} + 0,2 \cdot 28 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 40,6\%$$

Zadanie 40. było zadaniem dotyczącym szybkości reakcji hydrolizy sacharozy w środowisku kwasowym. W informacji wprowadzającej do zadania zamieszczono wartości stężenia molowego sacharozy zmierzonego w stałych odstępach czasu. W pierwszej części zadania należało wybrać określenia dotyczące zmiany szybkości tej reakcji związanej ze zmianą stężenia jej substratu. W tej części zadania błędne odpowiedzi pojawiały się rzadko. W drugiej części zadania należało podać wartość stężenia molowego glukozy w badanym roztworze w czasie równym połowie całkowitego czasu wykonania pomiarów i ta czynność sprawiła najwięcej trudności. Najczęstszą błędną odpowiedzią było podanie stężenia substratu (sacharozy) równego $0,726 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ albo połowy ubytku stężenia sacharozy $0,137 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, lub podwojonego stężenia glukozy $0,548 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ – zamiast stężenia glukozy, które było równe $0,274 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ we wskazanym momencie pomiaru.

Ostatnie dwa najtrudniejsze zadania uzyskały poziom wykonania odpowiednio 18% i 16%. Są to zadania 18.2. i 17. Zadanie 18.2. wymagało wyboru dwóch kationów: najsilniejszego

i najsłabszego utleniacza, spośród jonów metali, których samorzutnie zachodzące reakcje typu: metal + kationy innego metalu były przedstawione w informacji wprowadzającej. W odpowiedzi do tego zadania zdający najczęściej błędnie wpisywali symbole metali zamiast wzorów kationów (Przykład 23.).

Przykład 23.

Najsilniejszy utleniacz: Hf Najsłabszy utleniacz: Tc

Najsilniejszy utleniacz: Tc Najsłabszy utleniacz: Hf

Wiele było też błędnych wyborów jonów (Przykład 24.).

Przykład 24.

Najsilniejszy utleniacz: Hf^{4+} Najsłabszy utleniacz: Tc^{4+}

Najsilniejszy utleniacz: Tc^{4+} Najsłabszy utleniacz: Te^{-}

Poziom wykonania zadania 18.1 wyniósł 51%, a więc był dużo wyższy od poziomu wykonania zadania 18.2. Można zatem przypuszczać, że przyczyną niepowodzenia aż 82% zdających w rozwiązaniu zadania 18.2. było niezrozumienie różnicy między atomem i jonem, a także związku między aktywnością metalu a jego właściwościami redoks i właściwościami redoks jego kationów. Zadanie 17. było drugim (i ostatnim) poleceniem z wiązki na temat roztworów buforowych. W informacji wprowadzającej znalazło się wyjaśnienie, czym te roztwory są i była opisana zasada ich działania. W zadaniu 17. przedstawiono sposób sporządzania buforu fosforanowego, a należało w nim napisać – w formie jonowej skróconej – dwa równania reakcji ilustrujące działanie tego buforu (zdający uzupełniali schematy obu reakcji). Najczęstszym błędem było napisanie równań takich reakcji, w których substratem zarówno reakcji z jonami H_3O^+ , jak i z jonami OH^- , był ten sam rodzaj anionów wodorofosforanowych(V). Przykłady takich odpowiedzi zamieszczone są w drugiej części niniejszego opracowania. Te błędne odpowiedzi wskazują na to, że wielu zdających nie zrozumiało informacji wprowadzającej a także polecenia, i nie zauważyło, że anion monowodorofosforanowy(V) oraz diwodorofosforanowy(V) stanowią sprzężoną parę kwas–zasada Brønsteda.

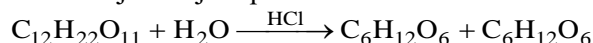
2. Problem „pod lupą”

Zadania sprawiające największą trudność zdającym, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu

Okolo 12% tegorocznych absolwentów, którzy przystąpili do egzaminu maturalnego z chemii, uzyskało wynik w granicach 77%–100%, czyli od 46 do 60 punktów. Dla tej grupy zdających żadne zadanie z arkusza nie było trudne, ani bardzo trudne – wszystkie zadania osiągnęły poziom wykonania powyżej 49%. Bardzo łatwych (poziom wykonania 90%–100%) okazało się 25 – a więc połowa – zadań. Sześć spośród nich (1.3., 11., 18.1., 20., 26., 28.1.) uzyskały poziom wykonania równy 99%. Niestety żadne zadanie w tej grupie zdających nie uzyskało poziomu wykonania 100%. Kolejnych 18 zadań okazało się łatwych, osiągając poziom wykonania w granicach 70%–89%.

Tylko 7 zadań osiągnęły poziom wykonania od 50% do 69%, co kwalifikuje je do zadań umiarkowanie trudnych.

Dla opisywanej grupy zdających najtrudniejsze okazało się zadanie 40. – jego poziom wykonania wyniósł 50% oraz 14. – poziom wykonania 52%. W przypadku zadania 40. błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu, najczęściej związane były z błędną albo nieuważną interpretacją stechiometrii reakcji hydrolizy sacharozy. W informacji wprowadzającej do zadania podane było równanie tej reakcji w postaci:



Zdający powinni wiedzieć, że jedną z dwóch powstających heksoz jest glukoza, a drugą – fruktoza. Maturzyści, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu, częściej niż pozostali zauważali, że – aby określić stężenie glukozy – należy obliczyć ubytek stężenia sacharozy we wskazanym momencie pomiaru, jednak wielu z nich uzyskaną wartość dodatkowo mnożyło lub dzieliło, dochodząc do błędnej odpowiedzi $0,548 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ albo $0,137 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Poniżej przedstawiono przykłady rozwiązań zadania 14. ilustrujące błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali wysoki wynik egzaminu – poziom wykonania tego zadania 52%. W przykładzie 25. przyczyną błędnego określenia stężenia początkowego substratów A i B było przyjęcie założenia, że łączna liczba moli tych substratów jest równa 1 (takie założenie można było przyjąć we wcześniejszym zadaniu 6.; w zadaniu 14. objętość gazowych substratów A i B była równa 1 dm^3 w warunkach normalnych – w momencie ich zmieszania).

Przykład 25.

Obliczenia:			
	A	2B	2C
C_{pocz}	0,2	0,8	0
C_{mer}	-0,002	-0,004	+0,004
C_{rowna}	0,198	0,796	0,004

$\frac{1}{5} = 0,2 : 1 = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{ A}$
 $\frac{4}{5} = 0,8 : 1 = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{ B}$

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]^2} = \frac{(0,004)^2}{0,198 \cdot (0,796)^2} = \frac{0,000016}{0,12546} = \underline{0,0001275}$$

Przykład 26. ilustruje sytuację, w której zdający słusznie zauważa, że nie jest dana bezwzględna liczba moli substratów A i B, ale nie umie jej wyznaczyć – nie wykorzystuje informacji, że objętość gazów jest równa 1 dm^3 w warunkach normalnych.

Przykład 26.

Obliczenia:

	C_0	ΔC	C_r
A	y	$-x$	$y - 0,002$
B	$4y$	$-2x$	$4y - 0,004$
C	0	$+2x$	0,004

$$K_c = \frac{[C]^2}{[B]^2[A]}$$

$$K_c = \frac{[0,004]^2}{(4y - 0,004)^2 \cdot (y - 0,002)}$$

$$= \frac{0,000016}{(8y^2 - 0,032y + 0,000016)(y - 0,002)}$$

$$8y^2 - 0,032y + 0,000016 = 0$$

$$\Delta = 0,0000288$$

$$\sqrt{\Delta} = 0,00017$$

$2x = 0,004$
 $x = 0,002$

W rozwiązaniach zadania 14. grupy maturzystów z najwyższymi wynikami egzaminu pojawiają się też błędy obliczeniowe. Przykład 27. wskazuje, że zdający poprawnie przeprowadził analizę zmian stężeń reagentów, ale nie odjął $0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ przy obliczeniu równowagowego stężenia substratu B.

Przykład 27.

Obliczenia:

$$n_A : n_B = 1 : 4$$

$$V = 1 \text{ dm}^3$$

	C_0	ΔC	C_r
A	x	$-0,002$	$x - 0,002$
B	$4x$	$-0,004$	$4x - 0,004$
C	0	$+0,004$	0,004

$$K_c = \frac{[C]^2}{[B]^2[A]}$$

$$= \frac{0,000016}{0,001273 \cdot 0,00692} \approx 1,816$$

1 mol - 22,4 dm³
n - 1 dm³ => n = 0,0446 mol

$$n_A = \frac{1}{5} \cdot 0,0446 = 0,00892 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{4}{5} \cdot 0,0446 = 0,03568 \text{ mol}$$

$$x = 0,00892 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[A] = 0,00692 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[B]^2 = 0,03568^2 = 0,001273 \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)^2$$

Odp: Stała wynosi 1,816

Przykład 28. jest ilustracją błędu rachunkowego popełnionego w ostatnim działaniu – z wielkości liczbowych poprawnie obliczonych i podstawionych do wyrażenia na K wynika, że stała ta powinna być równa 2,232, a nie 2,254, jak zostało to zapisane w odpowiedzi.

Przykład 28.

Obliczenia:

Reakcja zachodząca w fazie gazowej przy stałej objętości
 więc stosunek molowy jest równy stosunkowi ciężarów.

	A	B	C
n_{w0}	0,009	0,036	0
n_{prz}	0,002	0,004	
n_{poz}	0,007	0,032	0,004

$$n_A + n_B = \frac{1 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 0,045 \text{ mola}$$

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{1}{4} \Rightarrow n_A = 0,009$$

$$n_B = 0,036$$

$$K_v = \frac{[C]^2}{[A][B]^2} = \frac{(0,004)^2}{0,007 \cdot (0,032)^2} = 2,254$$

Poziom wykonania zadania 13. wyniósł 53%. Oznacza to, że 47% maturzystów, którzy osiągnęli najwyższe wyniki egzaminu, nie umiała poprawnie wskazać jonu o największym stężeniu w roztworze otrzymanym po dodaniu nadmiaru roztworu wodorotlenku sodu do miareczkowanego roztworu kwasu octowego. Jonem tym był kation sodowy Na^+ . Najczęstszą błędna odpowiedzią było wskazanie anionów wodorotlenkowych OH^- , chociaż zdarzało się też – znacznie rzadziej – błędne wskazanie anionów octanowych CH_3COO^- . Zdający nie zauważyli, że w opisanym roztworze tylko kationy sodowe nie ulegają żadnym dalszym przemianom – nie reagują z cząsteczkami wody, ponieważ są trwałe w środowisku wodnym, co oznacza, że po dodaniu nadmiaru roztworu NaOH ich stężenie w badanym roztworze będzie największe.

Również względnie niski poziom wykonania (63%) zdających o najwyższych wynikach egzaminu reprezentuje zadanie 15. Było to zadanie zamknięte typu prawda-falsz, w którym należało ocenić prawdziwość trzech informacji związanych z reakcją odwracalną przebiegającą w fazie gazowej. Najczęściej błędnie oceniano informację 1., stwierdzając, że jest falszywa. Brzmiała ona następująco: „W stałej temperaturze T ciśnienie w reaktorze w stanie równowagi było niższe niż w chwili początkowej”. Informacja ta jest prawdziwa w odniesieniu do reakcji, której stan równowagi ustala się zgodnie z równaniem: $\text{A}(\text{g}) + 2\text{B}(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g})$ a reaktor ma stałą pojemność, ponieważ stosunek liczby moli gazowych substratów i liczby moli gazowych produktów tej reakcji jest równy 3:2. Błędna ocena prawdziwości tego zdania wskazuje, że zdający mieli problem z poprawną interpretacją stechiometrii reakcji przebiegającej w fazie gazowej albo nie dostrzegali związku między liczbą moli gazu a ciśnieniem panującym w reaktorze o stałej objętości i w stałej temperaturze.

Stosunkowo niski poziom wykonania – równy 64% – osiągnęli też zdający o wysokim wyniku egzaminu za odpowiedzi do zadania 12. Przy najczęściej poprawnie wskazanym odczynie opisanego roztworu (zasadowy) formułowali niekompletne uzasadnienia tej oceny – bez odwołania do procesu hydrolizy zachodzącego w roztworze, np. wyjaśniając tylko, co oznacza $\text{pH} = 9$ lub zasadowy odczyn roztworu, np.:

- W punkcie równoważnikowym pH roztworu było równe 9, a więc w roztworze istniała przewaga jonów OH^- nad jonami H^+ , co zdecydowało o pH roztworu równym 9, które jest charakterystyczne dla roztworów o odczynie zasadowym.

- W punkcie równoważnikowym pH roztworu równe jest 9, więc roztwór ma odczyn zasadowy, ponieważ sól etanian sodu ma odczyn zasadowy.
- (pH 9 – zasadowe) stężenie kwasu było niższe niż dodawanej zasady.

albo że miareczkowano roztwór słabego kwasu roztworem mocnej zasady, np.:

- Punkt równoważnikowy, to punkt, w którym liczba moli titranta jest równa liczbie moli analitu. W punkcie tym dominuje sól tych związków, a ta pochodzi od słabego kwasu i mocnej zasady, więc odczyn roztworu jest zasadowy.
- Reakcja zachodzi między mocną zasadą a słabym kwasem, zatem powoduje to, że taka sama liczba moli CH_3COOH i NaOH występuje, gdy roztwór jest zasadowy (pH = 9).
- W doświadczeniu miareczkujemy słaby kwas mocną zasadą i powstaje sól słabego kwasu i mocnej zasady, która powoduje zasadowy odczyn roztworu.

Niektóre odpowiedzi były błędne – zdający pomylili w nich zachowanie w środowisku wodnym anionów pochodzących od słabego kwasu i zachowanie słabego kwasu w tym środowisku, np.:

- Proces dysocjacji kwasu zachodzi z taką samą wydajnością, jak proces hydrolizy kwasu.
- Ponieważ kwas octowy jest słabym kwasem i w wodzie hydrolizuje.
- Do roztworu kwasu octowego – słabego kwasu – dodawano mocnej zasady – zasady sodowej. Kwas octowy ulega hydrolizie anionowej, której jednym produktem są jony OH^- podwyższające pH.

Także zadanie 9.2. osiągnęło w opisywanej grupie zdających względnie niski poziom wykonania równy 65%. W próbach rozwiązania tego zadania pojawiały się błędy różnego typu, począwszy od założenia, że reakcja zachodzi z wydajnością równą 100% (przykład 29.), przez zastosowanie do obliczeń uproszczonego wyrażenia na stałą dysocjacji przy $\alpha > 5\%$ (przykład 30.) lub błędne wyrażenie na stałą równowagi (przykład 31.), aż po liczne błędy rachunkowe (przykłady 32. i 33.)

Przykład 29. – wydajność reakcji równa 100%

Obliczenia:

$$\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$$

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$m_{\text{NaHSO}_4} = 0,6 \text{ g}$$

$$M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol} \Rightarrow n_{\text{NaHSO}_4} = 0,005 \text{ mol} = n_{\text{HSO}_4^-} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = 1,301$$

Przykład 30. – zastosowanie wzoru uproszczonego

Obliczenia: $M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$
 $m = 0,6 \text{ g}$
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6}{120} = 0,005 \text{ mola}$
 $V_r = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$
 $c_w = \frac{n}{V_r} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $c_w = [\text{NaHSO}_4] = [\text{HSO}_4^-]$

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = 10^{-2}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$10^{-2} = \frac{x^2}{0,05}$$

$$x^2 = 0,0005$$

$$x = 0,022 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,022 = -\log 0,22 \cdot 10^{-1} =$$

$$= 1 + 0,658 = 1,658$$

Przykład 31. – błędne wyrażenie na stałą równowagi

Obliczenia: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ $\alpha = \frac{c_x}{c_0}$
 $c_{\text{SO}_4^{2-}} = c_x$ $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_x$ $c_{\text{HSO}_4^-} = c_0 - c_x$ $c_{\text{H}_2\text{O}} = c_0 - c_x$ $c_{\text{H}_2\text{O}} = c_0 = [\text{H}_2\text{O}]$

$m_{\text{NaHSO}_4} = 0,6 \text{ g}$
 $V = 1 \text{ dm}^3$
 $\alpha > 5\%$
 $\text{pH} = ?$
 $M_{\text{NaHSO}_4} = \frac{0,6 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 0,005 \text{ mol}$
 $n_{\text{HSO}_4^-} = 0,005 \text{ mol}$
 $C = \frac{n}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ mol}$
 $K_c = \frac{c_0 - c_x^2}{1 - \alpha} = 1,0 \cdot 10^{-2}$

$$1 \cdot 10^{-2} = \frac{0,05 - \alpha}{1 - \alpha} \quad | \cdot (1 - \alpha)$$

$$1 \cdot 10^{-2} - 0,01\alpha = 0,05 - \alpha^2$$

$$\alpha^2 - 0,01\alpha - 0,04 = 0$$

$$\Delta = 0,0001 + 0,16 = 0,1601$$

$$\sqrt{\Delta} = 0,4$$

$$x_1 = \frac{0,01 - 0,4}{2} \text{ - nie spełnia}$$

$$x_2 = \frac{0,01 + 0,4}{2} = 0,205 = \alpha$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00125$$

$$\text{pH} = -\log 0,13 + (-\log 10^{-2})$$

$$\text{pH} = 0,886 + 2 = 2,886$$

Przykład 32. – pominięcie znaku „-” przed współczynnikiem b we wzorach na α_1 i α_2

Obliczenia: $\text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

$D: \alpha > 0$

$V_{\text{roz}} = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$

$C_{\text{NaHSO}_4} = \frac{0,005 \text{ mola}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \text{ mola/dm}^3$

$K = 1 \cdot 10^{-2}$

$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_0}{1 - \alpha}$

$\frac{K}{C_0} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$

$\frac{0,01}{0,05} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$

$0,2(1 - \alpha) = \alpha^2$

$0,2 - 0,2\alpha - \alpha^2 = 0$

$m_{\text{NaHSO}_4} = 0,6 \text{ g}$

$M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$

$n_{\text{NaHSO}_4} = 0,005 \text{ mola}$

$\alpha^2 + 0,2\alpha - 0,2 = 0$

$\Delta = 0,2^2 - 4 \cdot (-0,2) \cdot (-1) = 0,04 + 0,8 = 0,84 \approx (0,91)^2$

$\alpha_1 = \frac{0,2 - 0,91}{2} \notin D$ $\alpha_2 = \frac{0,2 + 0,91}{2} = 0,555 = 55,5\%$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{NaHSO}_4} \cdot \alpha = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 55,5\%$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,02775 \text{ mol/dm}^3 \approx 0,028 = 2,8 \cdot 10^{-2} = 2,8 \cdot 10^{-1}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 1,553$

$\text{pH} = -\log (2,8 \cdot 10^{-1}) = -(-1 - 0,553) = 1,553$

Przykład 33. – błąd w dzieleniu przy obliczaniu analitycznego stężenia roztworu

Obliczenia: $L \geq 5\%$

$K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-2} = 0,01$

$100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$

$m_{\text{NaHSO}_4} = 23 + 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 120 \text{ [g/mol]}$

$120 \text{ g} - 1 \text{ mol}$

$0,6 \text{ g} - x = 0,005 \text{ mol}$

$C_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\frac{C_0}{K_{a1}} = \frac{0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{0,01} = 50 < 400$

$[\text{HSO}_4^-] = [\text{H}^+] = 0,2635 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,13175 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \approx 0,886 \text{ pH}$

$K_{a1} = \frac{L^2 \cdot C_0}{1 - L}$

$0,01 = \frac{L^2 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1 - L} \cdot 1 - L$

$0,01(1 - L) = L^2 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 1 - L$

$0,01 - 0,01L = L^2 \cdot 0,05 \cdot 1 - 0,05L$

$0,02 - 0,02L = L^2$

$0,02 = L^2 + 0,02L$

$0 = L^2 + 0,02L - 0,02$

$\Delta = b^2 - 4ac = 0,0004 + 4 \cdot 1 \cdot 0,02 = 0,0004 + 0,08 = 0,0804$

$\sqrt{\Delta} = 0,2835$

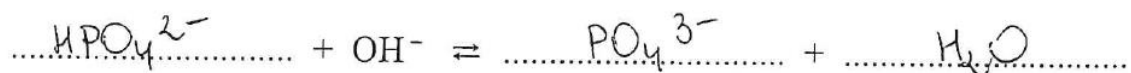
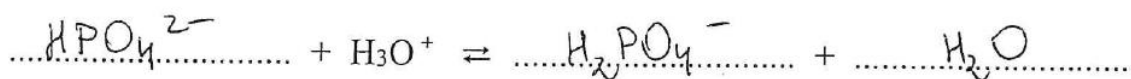
$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,02 + 0,2835}{2} = 0,13175$

x_2 - ujemne odliczamy

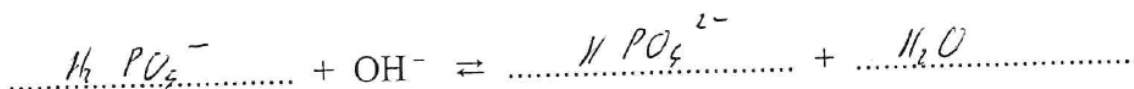
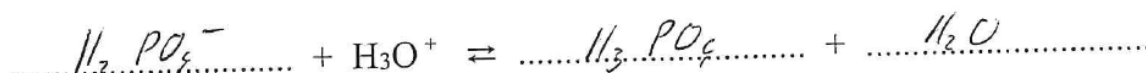
$L = 0,2635$ $L = 26,35\%$

Ostatnim zadaniem, w którym zdający o najwyższych wynikach egzaminu uzyskali poziom wykonania niższy od 70%, jest zadanie 17. (poziom wykonania równy 66%). Najczęstszym błędem było takie uzupełnienie równań, w którym substratem obu reakcji jest ten sam rodzaj jonów wodorofosforanowych(V). Zamiast opisać zasadę działania buforu, wykazywali oni, że jeden albo drugi rodzaj tych anionów może pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda, co ilustrują przykłady 34. i 35.

Przykład 34.



Przykład 35.



Zadanie 17. było drugim zadaniem z wiązki zadań dotyczącej roztworów buforowych. Wiązka ta została tak skonstruowana, żeby – wraz z informacją wprowadzającą – prowadzić zdającego do zrozumienia zasady działania buforów pH, najpierw na prostszym przykładzie buforu octanowego, a następnie – na przykładzie trudniejszym – buforu fosforanowego. Uwagę zwraca fakt, że zadanie 16. okazało się dla zdających (z omawianej grupy) zadaniem łatwym, osiągając poziom wykonania równy 83%. Zadający ci umieli poprawnie ocenić prawdziwość trzech zawartych w nim informacji, w tym informację 3., która opisywała ogólnie sformułowaną zasadę działania buforu pH i brzmiała następująco: „Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brønsteda reaguje z jonami wodorowymi, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brønsteda reaguje z jonami wodorotlenkowymi.” Większość maturzystów z omawianej grupy umiała poprawnie ocenić tę informację jako prawdziwą, ale już znacznie mniejsza grupa umiała zastosować ją do buforu fosforanowego w zadaniu 17.

Analiza błędów tegorocznych absolwentów, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu, prowadzi do wniosku, że jedną z najczęstszych przyczyn niepowodzenia były trudności w rozwiązaniu zagadnień obliczeniowych. Często wynikały one z niepoprawnej lub nie dość wnikliwej analizy przedstawionego problemu: zdającym z omawianej grupy znany jest algorytm rozwiązania typowych zadań dotyczących danego zagadnienia, ale nie zawsze maturzyści ci sprawdzają, czy ten sposób postępowania ma zastosowanie w przypadku konkretnego zadania, albo – czy jest najprostszą i najszybszą drogą dojścia do rozwiązania. Typowym przykładem jest tu powszechne posługiwanie się pojęciem stopnia dysocjacji we wszystkich zadaniach związanych z dysocjacją. Wydaje się, że zdającym łatwiej jest zapamiętać wzór, który opisuje zależność między stałą i stopniem dysocjacji, niż samodzielnie ułożyć wyrażenie na stałą równowagi danej reakcji dysocjacji. W niektórych przypadkach (np. zadanie 9.2.) skutkuje to większą liczbą etapów rozwiązania i koniecznością wykonania większej liczby obliczeń, co pochłania cenny na egzaminie czas i zwiększa prawdopodobieństwo popełnienia błędu.

Kolejnym słabszym – związanym z obliczeniami – punktem maturzystów o najlepszych wynikach egzaminu okazała się w tym roku sprawność rachunkowa: obliczenia z zastosowaniem liczb o małych wartościach lub liczb ujemnych zawierały liczne błędy. Zauważyć można, że część tych maturzystów nie wie, jak można działania takie uprościć, np. przez zastosowanie notacji wykładniczej. W wielu rozwiązaniach widać też pośpiech i wynikające z niego błędy nieuwagi. Warto zwrócić uwagę

na ćwiczenie biegłości rachunkowej, ponieważ błędy obliczeniowe skutkują na egzaminie utratą punktów.

Maturzyści osiągający najwyższe wyniki egzaminu z chemii tracili także punkty w zadaniach wymagających sformułowania uzasadnienia. Niektórzy z nich błędnie posługiwali się pojęciami chemicznymi, inni – być może nie dość uważnie przeczytali polecenie i ich odpowiedzi nie spełniały warunków w nim określonych. Automatyzm w podejściu do zadań egzaminacyjnych – na który wielokrotnie już zwracano uwagę – widoczny był także na tegorocznym egzaminie. Przykładem może być zadanie 17., w którym wielu zdających udowodniło, że dany rodzaj jonu wodorofosforanowego może pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda (takie zadania pojawiały się wcześniej na egzaminie maturalnym z chemii), zamiast opisać zasadę działania buforu fosforanowego.

Analizując błędne odpowiedzi i rozwiązania opisywanej grupy maturzystów, można odnieść wrażenie, że część tych błędów jest skutkiem „przetrenowania”, czyli rozwiązania wielkiej liczby przykładów bez czasu na refleksję o celu tych działań, znaczeniu stosowanych pojęć i sensie wykorzystywanych praw. Refleksja taka nie jest stratą czasu – pozwala ona na pogłębienie znajomości przedmiotu i lepsze rozumienie przyrody.

3. Wnioski i rekomendacje

Na podstawie analizy wyników tegorocznego egzaminu maturalnego z chemii oraz uwag egzaminatorów oceniających arkusze egzaminacyjne można zauważyć, że poziom merytoryczny prezentowanych odpowiedzi był zróżnicowany. Obok prac bardzo dobrych, w których wszystkie lub prawie wszystkie odpowiedzi były poprawne, precyzyjne i logiczne, znalazły się prace bardzo słabe.

Można stwierdzić, że liczna grupa zdających:

- ma duże trudności z dokonaniem właściwej analizy informacji opisujących dany proces lub zjawisko, nie dostrzega zależności między prezentowanymi faktami i nie umie zastosować podanych informacji do rozwiązania problemu, w tym problemu obliczeniowego
- popełnia błędy w budowaniu modelu matematycznego w celu rozwiązania problemu obliczeniowego
- wykazuje duże trudności w wykonywaniu działań matematycznych; szczególne trudności sprawiło w tym roku rozwiązanie równania kwadratowego oraz posługiwanie się liczbami o małych wartościach (niestosowanie notacji $a \cdot 10^{-n}$)
- błędnie interpretuje stechiometrię reakcji chemicznej
- nie potrafi sformułować logicznie uporządkowanej odpowiedzi, w tym logicznie uzasadnić swojej oceny
- posługuje się niepoprawną terminologią i notacją chemiczną; szczególnie liczne błędy wynikały w tym roku z nieodróżniania symbolu pierwiastka od wzoru jonu
- w swoich odpowiedziach nie uwzględnia wszystkich elementów, których wymagało polecenie.

Na negatywną ocenę wielu odpowiedzi wpływ miał często brak staranności i precyzji przy zapisie rozwiązania problemu, a także nieumiejętność konstruowania krótkiej i logicznej odpowiedzi, stosowanie zbyt dużych uogólnień i skrótów myślowych, niewłaściwe posługiwanie się terminologią i notacją chemiczną, formułowanie odpowiedzi niejasnych, niezrozumiałych lub zawierających elementy poprawne i błędne oraz popełnianie błędów językowych, które prowadzą do błędów merytorycznych. W wielu odpowiedziach zabrakło także jednego z elementów, którego uwzględnienia wymagało polecenie.

Maturzyści mają trudności z rozwiązywaniem złożonych problemów, które wymagają dokładnej analizy opisanego zjawiska, wykorzystania wielu informacji, wyboru tych, które są kluczowe dla rozwiązania danego problemu, i skojarzenia kilku elementów. Do najczęstszych przyczyn błędów można zaliczyć niewystarczająco wnikliwą analizę treści zadań oraz automatyzm w ich rozwiązywaniu oraz formułowanie odpowiedzi niespełniających wymagań określonych w poleceniu. Zadania, które wymagały dokonania wnikliwej analizy wielu elementów albo syntezy przedstawionych informacji oraz wykonania złożonych czynności intelektualnych, w tym wykazania się zdolnością rozumowania właściwego dla chemii, sprawiły zdającym trudności. Często nie dostrzegali oni istotnych dla rozwiązania problemu zależności, a jedynie odtwarzali zapamiętane wiadomości i posługiwali się schematami, których zastosowanie prowadziło do formułowania odpowiedzi nielogicznych i niezgodnych z tematem zadania. Informacje zawarte w bardziej złożonych tekstach o tematyce chemicznej lub przedstawione za pomocą bardziej skomplikowanych wzorów umiała dobrze wykorzystać tylko część maturzystów.

Egzamin pokazał, że część maturzystów nie rozumie podstawowych praw, pojęć i zjawisk chemicznych oraz z pogranicza chemii i fizyki. Dotyczy to szczególnie reakcji przebiegających w fazie gazowej. Znajomość wzorów i zależności nie idzie w parze z umiejętnością określenia warunków stosowalności praw, z których korzystają zdający. Można sądzić, że część maturzystów, którzy dość sprawnie stosują wyuczone algorytmy, nie rozumie istoty analizowanych zjawisk i procesów.

Dużą trudność sprawiło zdającym rozwiązywanie problemów obliczeniowych. W rozwiązaniach zadań rachunkowych część maturzystów nie potrafiła przedstawić toku rozumowania, wyrazić zależności ilościowych w formie wyrażeń algebraicznych i uwzględnić stechiometrii równania reakcji.

Trudnością okazała się analiza materiału przedstawionego w informacji wprowadzającej i treści zadania. W tegorocznym egzaminie uwagę zwraca także bardzo duża liczba błędów arytmetycznych.

Podczas przygotowania do egzaminu warto więc poświęcić czas na ćwiczenie umiejętności analizy treści zadania, stosowalności praw przyrody, a także – w przypadku zadań obliczeniowych – ćwiczenie umiejętności rachunkowych oraz zdolności oceny, czy uzyskany wynik jest prawdopodobny. Ważną umiejętnością jest również biegle posługiwanie się językiem symboli, wzorów i równań chemicznych oraz językiem wyrażeń matematycznych, czego warunkiem jest rozumienie sensu stosowanych pojęć i praw oraz formułowanych stwierdzeń.