

# **Województwo wielkopolskie**

## **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 wielkopolskiego**

**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	<b>ogółem</b>	<b>2473</b>
	ze szkół na wsi	59
	ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców	396
	ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców	1064
	ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców	954
	ze szkół publicznych	2396
	ze szkół niepublicznych	77
	kobiety	1828
	mężczyźni	645
	bez dysleksji rozwojowej	2351
	z dysleksją rozwojową	122

\* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

Z egzaminu zwolniono 2 osoby – 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	3
	słabowidzący	1
	niewidomi	0
	słabosłyszący	6
	niesłyszący	1
	<b>ogółem</b>	<b>11</b>

**3. Przebieg egzaminu**

Tabela 3. Informacje dotyczące przebiegu egzaminu

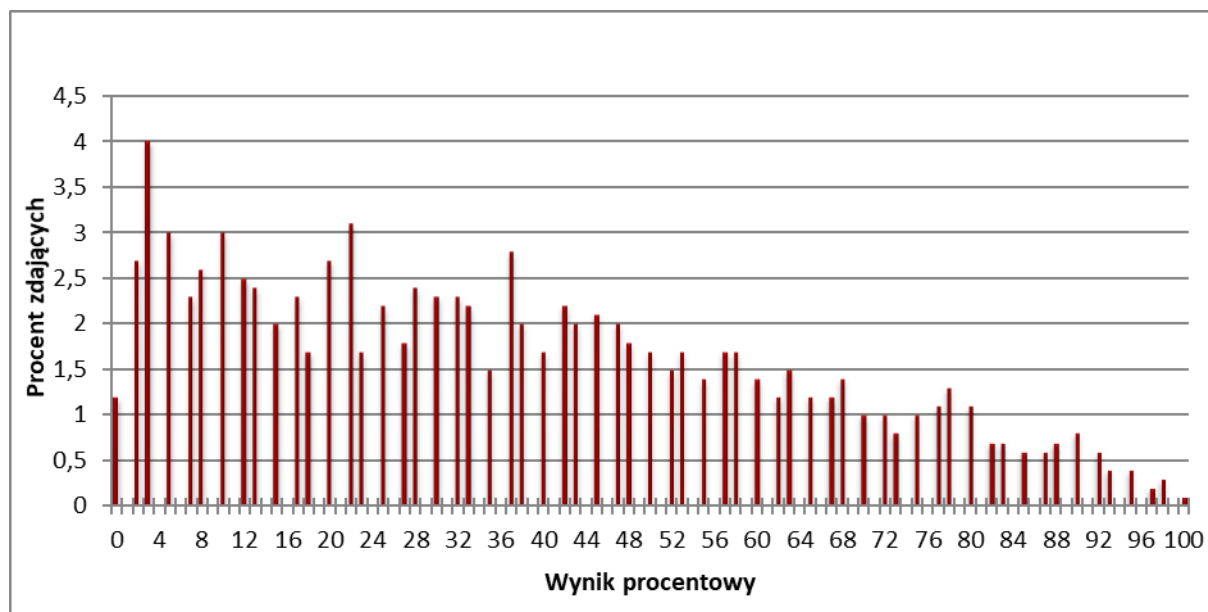
Termin egzaminu		16 maja 2018	
Czas trwania egzaminu		180 minut	
Liczba szkół		177	
Liczba zespołów egzaminatorów		5	
Liczba egzaminatorów		99	
Liczba obserwatorów <sup>1</sup> (§ 8 ust. 1)		3	
Liczba unieważnień <sup>2</sup>	w przypadku:		
	art. 44zzv pkt 1	stwierdzenia niesamodzielnego rozwiązywania 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 <sup>2</sup> (art. 44zzz)		513	
Liczba prac, w których nie podjęto rozwiązania zadań		0	

<sup>1</sup> 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.).

<sup>2</sup> 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 (%)
<b>ogółem</b>	<b>2484</b>	<b>0</b>	<b>100</b>	<b>33</b>	<b>3</b>	<b>37</b>	<b>25</b>
w tym:							
z liceów ogólnokształcących	2252	0	100	37	22	40	25
z techników	232	0	80	4	3	10	14

\* 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: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> 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.	68
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.	42
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 ( $\sigma$ , $\pi$ ) w prostych cząsteczkach.	65
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).	29
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.	32
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 [...].	15
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.	34
8.2.	20		
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.	30
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.	11
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 [...].	91
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).	11

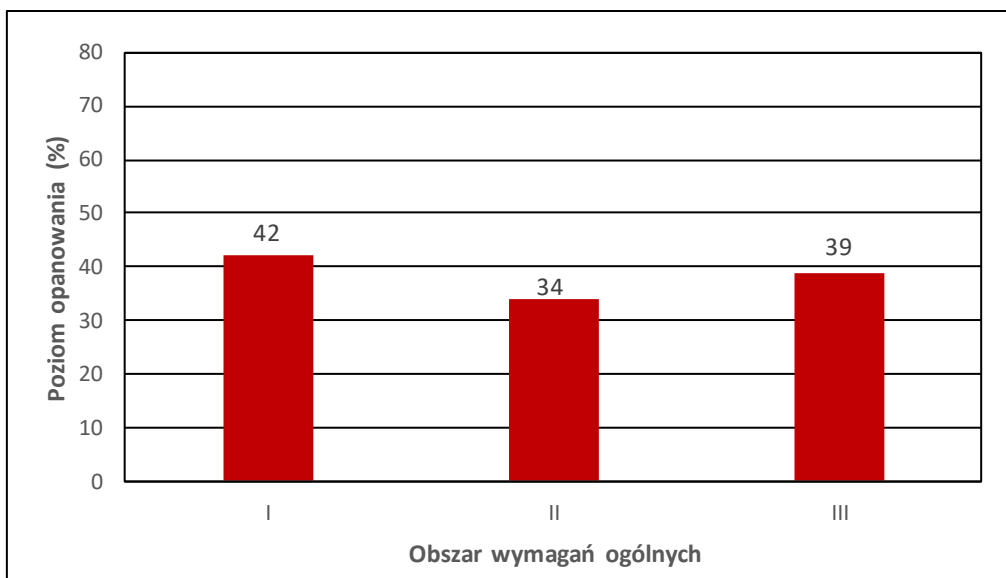
13.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.9) [...] bada odczyn roztworu; 5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie [...] jonowej ([...] skróconej). III etap edukacyjny 6. Kwasy i zasady. Zdający: 6.6) [...] zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej zasad i kwasów [...]. 7. Sole. Zdający: 7.3) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej [...] soli.	23
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.	7
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.	38
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 [...].	47
18.2.	III. Opanowanie czynności praktycznych.		15
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 [...].	40



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 [...].	58
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).	49
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 [...].	55
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 [...].	23
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 [...].	40
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 [...].	61
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.	52
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 [...].	50
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 [...].	29
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.	39
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.	51
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.	31
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 ( $\sigma$ i $\pi$ ) 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 [...].	49
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 [...].	38

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.	27
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 [...].	27
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.	49
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.	27
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.	14



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 różnorodny materiał źródłowy 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 i jedno – łatwe. Większość zadań była trudna lub umiarkowanie trudna, zaś siedem zadań okazało się bardzo trudnych.

Najwyższy poziom wykonania, równy 91%, 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. 91% zdających poprawnie zastosowało to kryterium i wybrało właściwy wskaźnik.

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 wchodziły w zakres treści podstawy programowej, co oznacza, że napisanie obu równań reakcji wymagało wnikliwej analizy ogólnych informacji i zastosowania ich do konkretnych związków.

W omawianej populacji zdających stosunkowo wysokim poziomem wykonania charakteryzowały się jeszcze trzy zadania: 1.1., 38.2. oraz 1.3. (poziom wykonania odpowiednio: 68%, 67%, 65%). 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. 68% 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. Zadanie 1.3. było trzecim poleceniem związanym z opisaną powyżej identyfikacją dwóch pierwiastków i dotyczyło budowy cząsteczki niemetalu: wymagało określenia liczby wiązań  $\sigma$  i  $\pi$  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. 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.

Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się zadanie 14., którego poziom wykonania wyniósł 7%. 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<sup>3</sup>. Ponadto dana była wartość stałej pojemności reaktora (1 dm<sup>3</sup>) 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:

	$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$		
$\frac{[\text{mol}]}{p}$	$\frac{1}{5} = 0,2$	$\frac{4}{5} = 0,8$	—
$\frac{[\text{mol/dm}^3]}{p}$	$0,2 - 0,002 = 0,198$	$0,8 - 0,004 = 0,796$	0,004

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

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

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

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

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:

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

$$n_A = \frac{1}{3} x = 0,0089 \text{ mola}$$

$$n_B = \frac{4}{5} x = 0,0357 \text{ mola}$$

$$n = 1 \text{ mol} \Rightarrow n = c \cdot v$$

	A	B	C
$C_p$	0,0089	0,0357	0
$\Delta$	-0,004	-0,004	
$C_k$	0,0049	0,0317	0,004

$$K = \frac{(0,004)^2}{0,0049 \cdot (0,0317)^2} = \frac{0,000016}{0,000049} = 3,08$$

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     $A \rightarrow 0,009 \text{ mol}$

$5x = 0,045 = 0,009$      $B \rightarrow 0,036 \text{ mol}$

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

$$K_c = \frac{C^2}{A \cdot B^2} = \frac{(0,004)^2}{0,007 \cdot (0,032)^2} = \frac{0,000016}{0,007 \cdot 0,00128} = \frac{0,000016}{0,0000896} = 1,9$$

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  $1 \text{ dm}^3$ .

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 11%. 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  $\text{pH}$  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  $pH = 9$ , 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  $pH > 7$  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  $pH > 7$ , to odczyn roztworu jest zasadowy. NaOH jest mocniejszym elektrolitem niż  $CH_3COOH$ , dlatego do zobojętnienia  $CH_3COOH$  potrzebał 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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  trzeba użyć znacznie więcej objętości mocnej zasady niż przy zobojźnianiu mocnego kwasu. Zasada  $\text{NaOH}$  zwycięży takiej samej objętości mocnej zasady, sprawi że  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i  $\text{NaOH}$  = 1:1. To oznacza, że punkt równoważnikowy nie będzie wynosił 7, ale będzie miał wartość wyższą, czyli będzie odczyn zasadowy.

Kolejnym bardzo trudnym zadaniem o takim samym współczynniku łatwości (poziom wykonania 11%) to zadanie 9.2. 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:  $M_{\text{NaHSO}_4} = 120 \text{ g/mol}$

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

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

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

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

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

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

$$0,0005 = x^2$$

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

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

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 ( $\Delta$ ) 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:

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

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

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

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

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

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

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

$$0,05\alpha^2 + 0,01\alpha - 0,01 = 0 / \cdot 100$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

W rozwiązaniu przedstawionym w przykładzie 12. wystąpił błąd w obliczeniu wyróżnika trójmianu kwadratowego  $\Delta$ .

## 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  $\alpha$ , a dopiero z niego – stężenie jonów  $\text{H}^+$  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:  $u = 1,0 \cdot 10^{-2}$   $V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

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

$0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

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

$\text{pH} = 1,301$

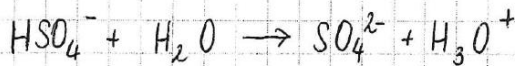
lub przyjmowali, że  $\alpha = 5\%$ , co zilustrowano poniższym przykładem.



Przykład 15.

Obliczenia:

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



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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Następne dwa zadania – 6. i 40. – osiągnęły bardzo niski poziom wykonania równy odpowiednio 15% i 14%. Zadanie 6. było zadaniem obliczeniowym. Należało w nim obliczyć, jaki procent masy mieszaniny CO i CO<sub>2</sub> (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 CO<sub>2</sub> 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$m_{\text{CO}_2} = 57,2 \text{ g}$$

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

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

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

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

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

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

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

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 17.

Obliczenia: mam 80%  $\text{CO}_2$  i 20%  $\text{CO}$   
 tlen w  $\text{CO}_2$  stanowi  $\frac{32}{44} \approx 73\%$  masy  
 $m_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g}$   
 tlen w  $\text{CO}$  stanowi = 57% masy  
 $m_{\text{CO}} = 28 \text{ g}$   
 $0,8 \cdot 0,73 + 0,2 \cdot 0,57 = 0,584 + 0,114 = 0,698 \approx 70\%$   
 tlen stanowi  $\approx 70\%$  masy gazu (mieszanki  $\text{CO}$  i  $\text{CO}_2$ ) przestępnicy w równowadze w  $t = 873 \text{ K}$

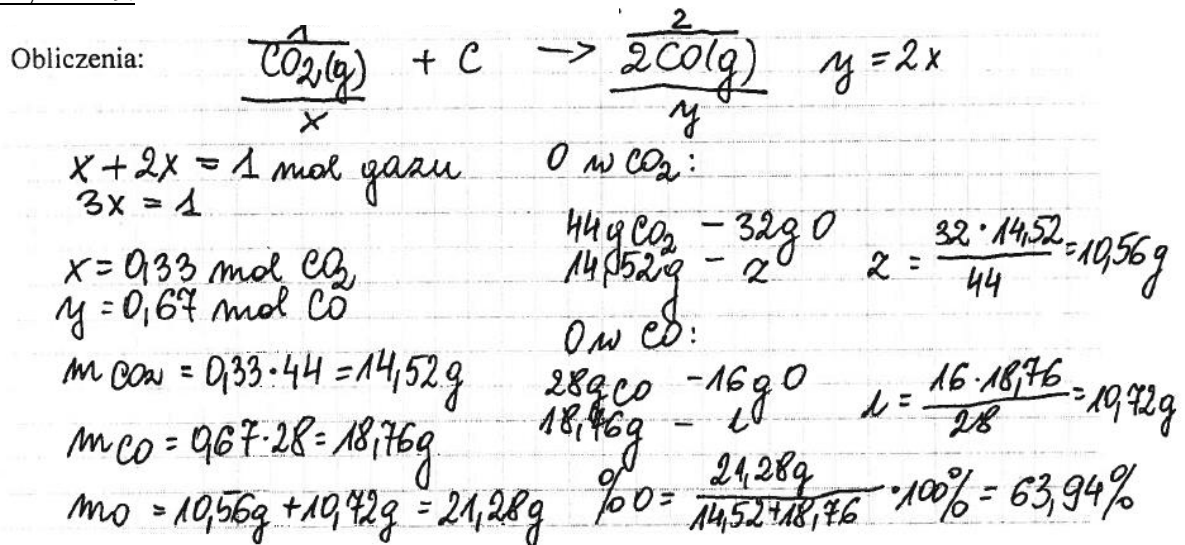
Zdarzało się również, że maturzyści błędnie obliczali zawartość tlenu jako część objętości zajmowanej przez każdy z tlenków.

Przykład 18.

Obliczenia:  $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$      $M_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$   
 $\% \text{CO}_2 = 80\%$      $\% \text{CO} = 20\%$      $\% \text{O w CO}_2 \text{ to } 72,7\% \text{ a } \% \text{O w CO to } 57\%$   
 $V_{\text{C}} = 71,6 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$      $\% \text{O}_2 \text{ w CO}_2 = 0,727 \cdot 57,28$   
 $V_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ dm}^3$      $\% = 41,64\%$   
 $V_{\text{CO}} = 14,32 \text{ dm}^3$      $\% \text{O}_2 \text{ w CO: } 14,32 \cdot 0,57$   
     $\% = 8,16\%$   
 Zawartość tlenu w  $\text{CO}_2$  wynosi 41,64%, a w  $\text{CO}$  ok. 8,16%

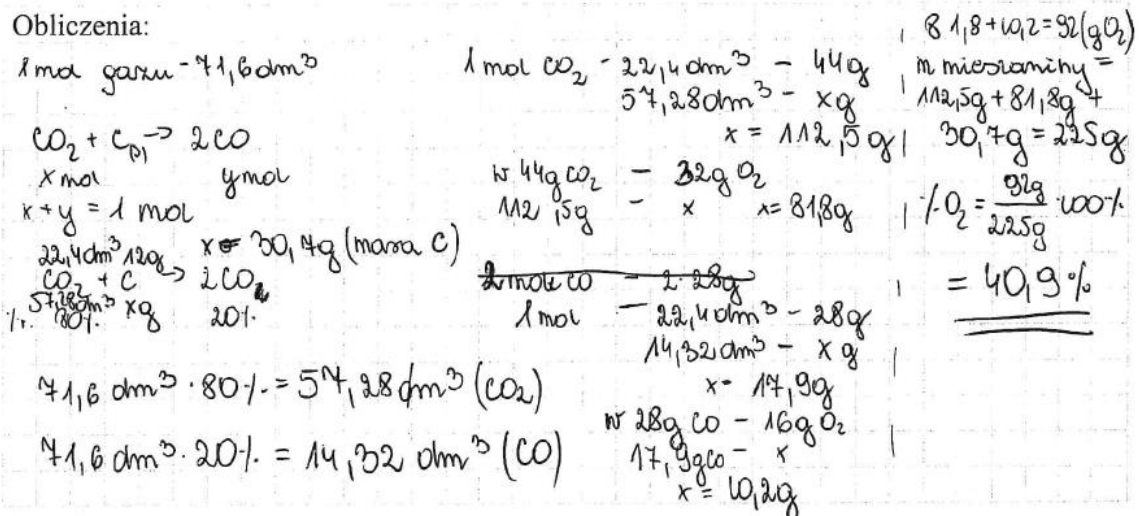
Wielu zdających jako podstawę obliczeń wybrało stechiometrię reakcji zamiast informacji o składzie mieszaniny gazów w temperaturze 873 K, którą należało odczytać z wykresu (Przykład 19).

## 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 CO<sub>2</sub> 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:

$$m_{CO_2} = 0,8 \text{ mola}$$

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

$$m_C = 0,8 \text{ mola}$$

$$m_{CO_2} = 0,8 \cdot 44 = 35,2 \text{ g}$$

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

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

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

$$m_{O_2} = 0,8 \cdot 32 + 0,2 \cdot 16 = 28,8 \text{ g}$$

$$C_{pO_2} = \frac{28,8}{50,4} = 0,5714 = 57,14\%$$

Warto także zaznaczyć, że niektórzy maturzyści – aby obliczyć liczbę moli CO i CO<sub>2</sub> – 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 -  $22,4 \text{ dm}^3$ 

$$\% CO_2 = 80\%$$

$$\% CO = 20\%$$

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

$$V_{CO_2} = 57,28 \text{ dm}^3$$

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

$$n_{CO_2} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 57,28 \text{ dm}^3}{831,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 873 \text{ K}} \approx 0,8 \text{ mola}$$

$$M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

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

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

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

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, które uzyskały poziom wykonania odpowiednio 16% oraz 15% to zadania 17. i 18.2. 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  $\text{H}_3\text{O}^+$ , jak i z jonami  $\text{OH}^-$ , 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.

Zadanie 18.2. wymagało wyboru dwóch kationów: najsilniejszego i najslabszego 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: .....  $\text{Hf}$  ..... Najslabszy utleniacz: .....  $\text{Tc}$  .....

Najsilniejszy utleniacz: .....  $\text{Tc}$  ..... Najslabszy utleniacz: .....  $\text{Hf}$  .....

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

Przykład 24.

Najsilniejszy utleniacz: .....  $\text{Hf}^{4+}$  ..... Najslabszy utleniacz: .....  $\text{Tc}^{4+}$  .....

Najsilniejszy utleniacz: .....  $\text{Tc}^{4+}$  ..... Najslabszy utleniacz: .....  $\text{Te}^{+}$  .....

Poziom wykonania zadania 18.1 wyniósł 47%, a więc był dużo wyższy od poziomu wykonania zadania 18.2. Można zatem przypuszczać, że przyczyną niepowodzenia aż 85% 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.

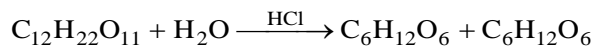
## 2. Problem „pod lupą”

### Zadania sprawiające największą trudność zdającym, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu

Okolo 10% 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 26 zadań. Jedno spośród nich (11.) uzyskało poziom wykonania równy 99%. Niestety żadne zadanie w tej grupie zdających nie uzyskało poziomu wykonania 100%. Kolejnych 17 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%. W przypadku tego zadania błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu, najczęściej związane były z błędną albo nieuwważną 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  $0,137 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Kolejne zadania o względnie niskim poziomie wykonania, to zadania: 14., 12. oraz 13. Błędy popełniane w ich rozwiązaniach zostały szczegółowo omówione w poprzedniej części niniejszego opracowania. Poniżej przedstawiono przykłady rozwiązań zadania 14. (poziom wykonania 52%) ilustrujące błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali wysoki wynik egzaminu. 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  $1 \text{ dm}^3$  w warunkach normalnych – w momencie ich zmieszania).

## Przykład 25.

Obliczenia:

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

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

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

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

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<sup>3</sup> w warunkach normalnych.

## Przykład 26.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

$$\Delta = 0,00000064$$

$$\sqrt{\Delta} = 0,000256$$

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

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 mol·dm<sup>-3</sup> przy obliczeniu równowagowego stężenia substratu B.

Przykład 27.

Obliczenia:

$n_A : n_B = 1 : 4$   
 $V = 1 \text{ dm}^3$

	$C_0$	$\Delta C$	$C_K$
A	$x$	$-0,002$	$x - 0,002$
B	$4x$	$-0,004$	$4x - 0,004$
C	0	$+0,004$	$0,004$

$K = \frac{[C]^2}{[B]^2[A]} =$   
 $= \frac{0,000016}{0,001273 \cdot 0,00692} \approx 1,816$

1 mol - 22,4 dm<sup>3</sup>  
 $n = 1 \text{ dm}^3 \Rightarrow n \approx 0,0446 \text{ mol}$   
 $n_A = \frac{1}{5} \cdot 0,0446 = 0,00892 \text{ mol}$   
 $n_B = \frac{4}{5} \cdot 0,0446 = 0,03568 \text{ mol}$   
 $x = 0,00892 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$   
 $[A] = 0,00692 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$   
 $[B]^2 = 0,03568^2 = 0,001273 \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)^2$

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 wyniku, 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 stechiometrycznemu.

	A	B	C
$n_0$	0,009	0,036	0
$n_{\text{prz}}$	0,002	0,004	
$n_{\text{poz}}$	0,007	0,032	0,004

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

$\frac{n_A}{n_B} = \frac{1}{4} \Rightarrow n_A = 0,009$   
 $n_B = 0,036$

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

Stosunkowo niski poziom wykonania – równy 54% – 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 pH = 9 lub zasadowy odczyn roztworu, np.:



- W punkcie równoważnikowym pH roztworu było równe 9, a więc w roztworze istniała przewaga jonów  $\text{OH}^-$  nad jonami  $\text{H}^+$ , 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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i  $\text{NaOH}$  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  $\text{OH}^-$  podwyższające pH.

Poziom wykonania zadania 13. wyniósł 56%. Oznacza to, że 44% 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  $\text{Na}^+$ . Najczęstszą błędną odpowiedzią było wskazanie anionów wodorotlenkowych  $\text{OH}^-$ , chociaż zdarzało się też – znacznie rzadziej – błędne wskazanie anionów octanowych  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . 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  $\text{NaOH}$  ich stężenie w badanym roztworze będzie największe.

Także zadanie 9.2. osiągnęło w opisywanej grupie zdających względnie niski poziom wykonania równy 62%. 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:

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

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

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

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

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

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

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:  $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$   $\alpha = \frac{c_x}{c_0}$   
 $c_{x2} = \alpha c_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$4 \cdot 10^{-2} = \frac{0,05 - \alpha}{1 - \alpha} \quad | \cdot (1 - \alpha)$$

$$4 \cdot 10^{-2} (1 - \alpha) = 0,05 - \alpha$$

$$4 \cdot 10^{-2} - 0,04\alpha = 0,05 - \alpha$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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



Przykład 32. – pominięcie znaku „-” przed współczynnikiem  $b$  we wzorach na  $\alpha_1$  i  $\alpha_2$ 

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

$D: \alpha > 0$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -(-1 - 0,553) = 1,553$

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

Obliczenia:  $L \geq 5\%$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$0,01 - 0,01L = L^2 \cdot 0,05 \quad | : 0,05$

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

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

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

$\Delta = b^2 - 4ac =$

$= 0,0004 + 4 \cdot 1 \cdot 0,2 =$

$= 0,0004 + 0,8 = 0,8004$

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

$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,02 + 0,2835}{2} = 0,2635$

$x_2$  - ujemne odliczamy

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

W zadaniu 18.2. (poziom wykonania – 64%) zdający albo błędnie wybierali jony, np.:

Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Hf}^{4+}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Tl}^+$ Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Hf}^{4+}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Tc}^{4+}$ 

albo zapisywali symbole metali zamiast wzorów kationów:

Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Tc}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Hf}$ 

a więc popełniali takie błędy, jak ogół zdających.



Również względnie niski poziom wykonania (66%) zdających o najwyższych wynikach egzaminu reprezentuje zadanie 15. Było to zadanie zamknięte typu prawda–fałsz, w którym należało ocenić prawdziwość trzech informacji związanych z reakcją odwracalną przebiegającą w fazie gazowej. Najczęściej błędnie oceniano informację 1., stwierdzając, że jest *fałszywa*. 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:  $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2C(g)$  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.

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 biegłe posługiwanie się językiem symboli, wzorów i równań chemicznych oraz językiem wyrażeń matematycznych, czego warunkiem jest rozumienie sensu stosowanych pojęć i praw oraz formułowanych stwierdzeń.