



<i>Rodzaj dokumentu:</i>	Sprawozdanie za rok 2022
<i>Egzamin:</i>	Egzamin maturalny
<i>Przedmiot:</i>	Chemia
<i>Poziom:</i>	Poziom rozszerzony
<i>Termin egzaminu:</i>	16 maja 2022 r.
<i>Data publikacji dokumentu:</i>	19 września 2022 r.

Opracowanie

Aleksandra Grabowska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)
Joanna Toczko (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Warszawie)
dr Piotr Malecha (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Gdańsku)

Redakcja

dr Wioletta Kozak (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

Opracowanie techniczne

Andrzej Kaptur (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

Współpraca

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

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Warszawie

Plac Europejski 3, 00-844 Warszawa
tel. 22 457 03 35, fax 22 457 03 45
e-mail: info@oke.waw.pl
www.oke.waw.pl

Spis treści

Opis arkusza egzaminu maturalnego	4
Dane dotyczące populacji zdających	5
Przebieg egzaminu	6
Podstawowe dane statystyczne	7
Komentarz	17

Opis arkusza egzaminu maturalnego

W roku 2022 egzamin maturalny z chemii był przeprowadzany na podstawie wymagań egzaminacyjnych określonych w załączniku nr 2 do rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej z dnia 20 marca 2020 r.¹

Arkusz egzaminacyjny z chemii zawierał 34 zadania otwarte i zamknięte, spośród których osiem składało się z dwóch części, a cztery – 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 (3 polecenia, za rozwiązanie których można było otrzymać łącznie 4 punkty), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (16 poleceń, za rozwiązanie których można było otrzymać łącznie 21 punktów) oraz opanowanie czynności praktycznych (2 polecenia, za rozwiązanie których można było otrzymać łącznie 2 punkty). W arkuszu egzaminacyjnym znalazły się także zadania, które jednocześnie sprawdzały wiadomości i umiejętności w dwóch obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji oraz rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (14 poleceń, za rozwiązanie których można było otrzymać łącznie 16 punktów), wykorzystanie i tworzenie informacji oraz opanowanie czynności praktycznych (1 polecenie, za rozwiązanie którego można było otrzymać 1 punkt) oraz zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów oraz opanowanie czynności praktycznych (1 polecenie, za rozwiązanie którego można było otrzymać 1 punkt). Trzydzieści poleceń w arkuszu sprawdzało umiejętności we wszystkich trzech obszarach, a za ich rozwiązanie można było otrzymać 15 punktów.

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.

¹ Załącznik nr 2 do rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej z dnia 20 marca 2020 r. w sprawie szczególnych rozwiązań w okresie czasowego ograniczenia funkcjonowania jednostek systemu oświaty w związku z zapobieganiem, przeciwdziałaniem i zwalczaniem COVID-19 (Dz.U. poz. 493, z późn. zm.).

Dane dotyczące populacji zdających

TABELA 1. ZDAJĄCY ROZWIĄZUJĄCY ZADANIA W ARKUSZU STANDARDOWYM*

Liczba zdających		4 125
Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym	z liceów ogólnokształcących	3 896
	z techników	227
	z branżowych szkół II stopnia	2
	ze szkół na wsi	54
	ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców	487
	ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców	972
	ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców	2 612
	ze szkół publicznych	3 730
	ze szkół niepublicznych	395
	kobiety	3 046
	mężczyźni	1 079
	bez dysleksji rozwojowej	3 545
	z dysleksją rozwojową	580

* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

Z egzaminu zwolniono 16 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	43
	słabowidzący	2
	niewidomi	0
	słabosłyszący	2
	niesłyszący	0
	z niepełnosprawnością ruchową spowodowaną mózgowym porażeniem dziecięcym	0
	Ogółem	47

Przebieg egzaminu

TABELA 3. INFORMACJE DOTYCZĄCE PRZEBIEGU EGZAMINU

Termin egzaminu			16 maja 2022
Czas trwania egzaminu dla arkusza standardowego			180 minut
Liczba szkół			356
Liczba zespołów egzaminatorów			9
Liczba egzaminatorów			151
Liczba obserwatorów ² (§ 8 ust. 1)			33
Liczba unieważnień ³	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	1
	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	stwierdzenie naruszenia przepisów dotyczących przeprowadzenia egzaminu maturalnego	0
	art. 44zzy ust. 10	niemożność ustalenia wyniku (np. zaginięcie karty odpowiedzi)	0
Liczba wglądów ³ (art. 44zzz)			772

² Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej z dnia 21 grudnia 2016 r. w sprawie szczegółowych warunków i sposobu przeprowadzania egzaminu maturalnego (Dz.U. z 2016 r., poz. 2223, z późn. zm.).

³ Ustawa o systemie oświaty (Dz.U. z 2021 r. poz. 1915, z późn. zm.).

Podstawowe dane statystyczne

Wyniki zdających

WYKRES 1. ROZKŁAD WYNIKÓW ZDAJĄCYCH

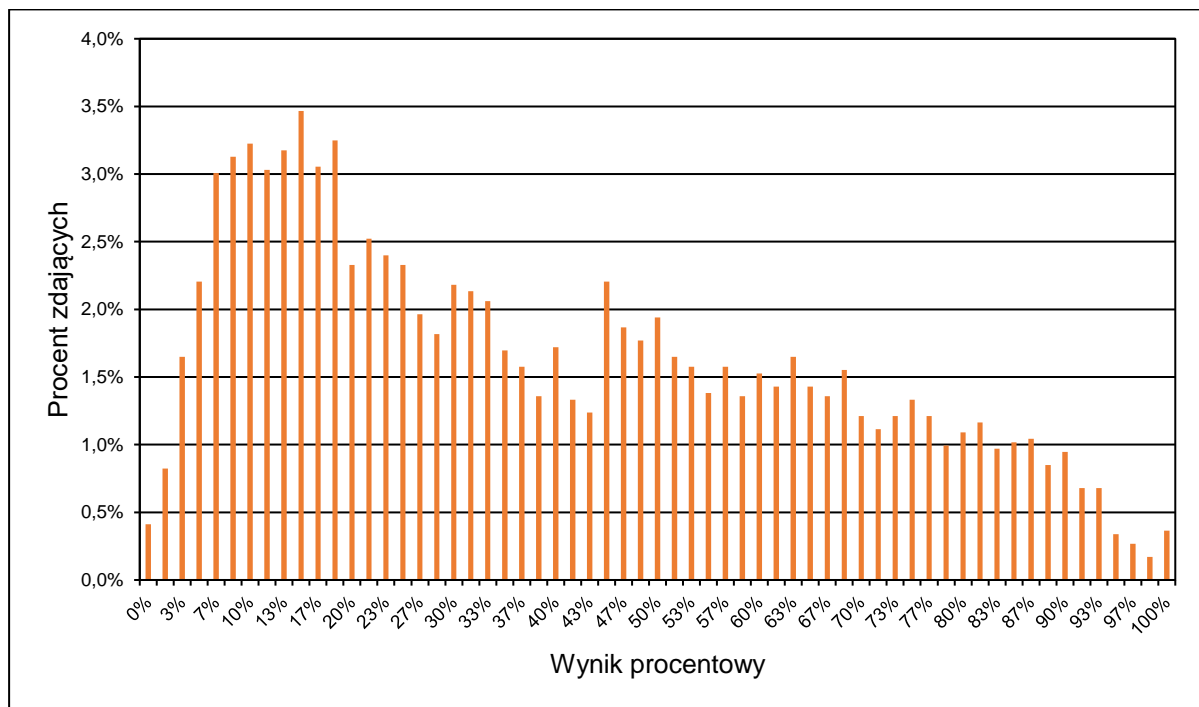


TABELA 4. WYNIKI ZDAJĄCYCH – PARAMETRY STATYSTYCZNE*

Zdający	Liczba zdających	Minimum (%)	Maksimum (%)	Mediana (%)	Modalna (%)	Średnia (%)	Odchylenie standardowe (%)
ogółem	4 125	0	100	33	15	39	26
w tym:							
z liceów ogólnokształcących	3 896	0	100	37	15	41	26
z techników	227	0	75	10	7	16	17
z branżowych szkół II stopnia	2	–	–	–	–	–	–

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

Poziom wykonania zadań

TABELA 5. POZIOM WYKONANIA ZADAŃ

Wymagania egzaminacyjne 2022			
Nr zad.	Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe <i>Gdy wymaganie szczegółowe dotyczy materiału III etapu edukacyjnego, dopisano (G), a gdy zakresu podstawowego IV etapu, dopisano (P).</i>	Poziom wykonania zadania (%)
1.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu A_ZE ; 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych); 5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 4) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów.	36
1.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: [...] schematy klatkowe).	34
2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	8. Niemetale. Zdający: 1) opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach [...].	75
3.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych [...].	70
3.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Wewnętrzna budowa materii (G). Zdający: 8) [...] opisuje powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych) [...]. 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 1) przedstawia sposób, w jaki pierwiastki bloku s i p osiągają trwałe konfiguracje elektronowe [...]; 3) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych [...].	19

3.3.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 7) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie cząsteczkowej [...].	81
4.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 3) stosuje pojęcia egzotermiczny, endotermiczny [...] do opisu efektów energetycznych przemian; 4) interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ do określenia efektu energetycznego reakcji; 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	56
4.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian [...] ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	34
5.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym [...]. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 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: 1) wykonuje obliczenia [...] z zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe.	19
6.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne (G). Zdający: 3) zapisuje wzory [...] jonów [...].	13
6.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Reakcje chemiczne (G). Zdający: 2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...].	25
7.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	3. Reakcje chemiczne (G). Zdający: 2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...]. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 5) [...] dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej).	39

8.1.	<p>I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.</p> <p>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.</p> <p>III. Opanowanie czynności praktycznych.</p>	<p>7. Metale. Zdający:</p> <p>1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali [...];</p> <p>5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami [...] na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali.</p> <p>8. Nietale. Zdający:</p> <p>11) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów [...]; planuje [...] odpowiednie doświadczenia (formułuje [...] wnioski) [...].</p>	17
8.2.	<p>I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.</p> <p>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.</p> <p>III. Opanowanie czynności praktycznych.</p>	<p>3. Reakcje chemiczne (G). Zdający:</p> <p>2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...].</p> <p>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający:</p> <p>8) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki [...].</p>	54
8.3.	<p>I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.</p> <p>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.</p> <p>III. Opanowanie czynności praktycznych.</p>	<p>10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Zdający:</p> <p>4) porównuje właściwości [...] chemiczne: etanolu i glicerolu; projektuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego [...].</p> <p>12. Kwasy karboksylowe. Zdający:</p> <p>4) [...] projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z [...] wodorotlenkami metali [...]).</p> <p>14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający:</p> <p>13) planuje [...] doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa).</p>	13
9.1.	<p>III. Opanowanie czynności praktycznych.</p>	<p>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:</p> <p>5) przewiduje wpływ: stężenia [...] na szybkość reakcji; planuje [...] odpowiednie doświadczenia.</p> <p>7. Metale. Zdający:</p> <p>2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec [...] kwasów nieutleniających ([...] Mg [...]) [...].</p>	37

9.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 5) przewiduje wpływ: stężenia [...] na szybkość reakcji; planuje [...] odpowiednie doświadczenia.	62
10.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	1. Substancje i ich właściwości (G). Zdający: 7) opisuje proste metody rozdziału mieszanin [...].	63
11.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczący: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane [...] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe.	17
12.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 7) pisze równania reakcji: [...] wytrącania osadów [...] w formie [...] jonowej ([...] skróconej); 8) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] sole.	24
12.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	7. Metale. Zdający: 7) przewiduje produkty redukcji [...] dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji.	17
12.3.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja. 7. Metale. Zdający: 7) przewiduje produkty redukcji [...] dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym [...].	61
13.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 3) wskazuje [...] proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks; 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej). 7. Metale. Zdający: 7) przewiduje produkty redukcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska [...]; bilansuje odpowiednie równania reakcji.	26

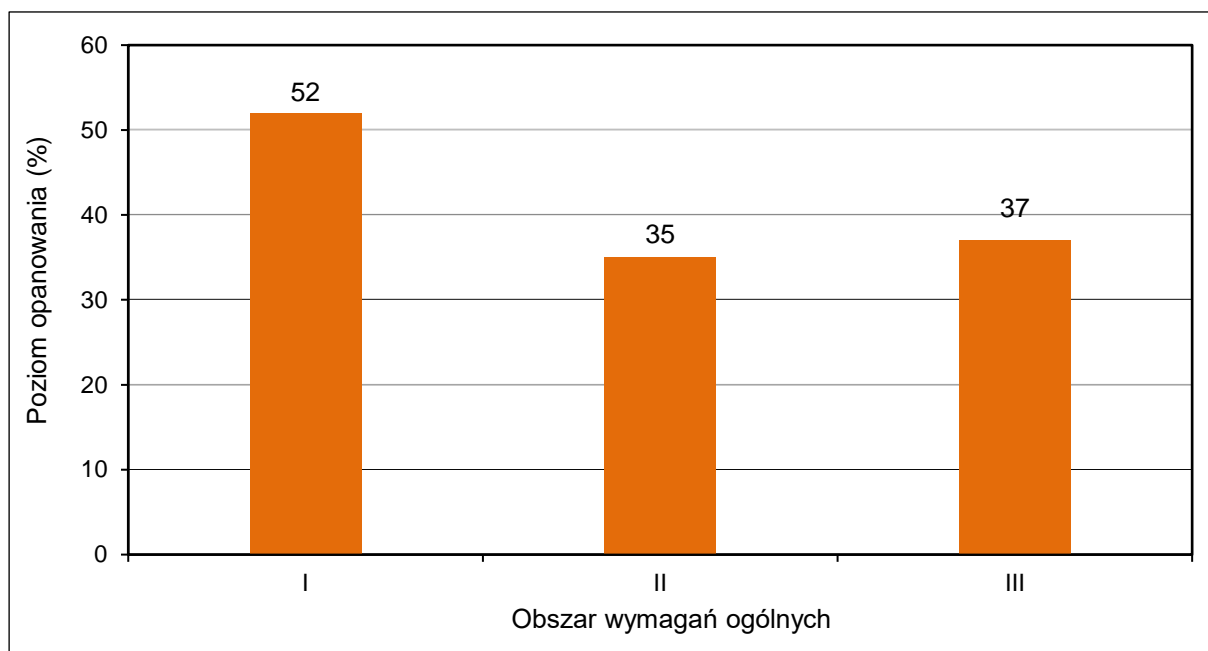
14.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja.	45
14.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja. 7. Metale. Zdający: 1) opisuje podstawowe właściwości [...] metali [...]; 5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali [...] z roztworami soli [...].	34
15.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1) stosuje pojęcie mola [...]. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 9) interpretuje wartości [...] pH [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane z [...] rozcieńczaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe.	30
16.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 9) interpretuje wartości [...] pH [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 4) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...] substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych; 7) pisze równania reakcji: zobojętniania [...].	55
17.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5) uzasadnia [...] przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza).	33
17.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH [...]; 10) porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji.	61

18.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 9) interpretuje wartości [...] pH [...]; 10) porównuje moc elektrolitów [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe; 4) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...]; 5) uzasadnia [...] przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza).	32
18.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 6) podaje przykłady wskaźników pH (fenolofaleina, oranż metylowy [...]) i omawia ich zastosowanie [...]; 9) interpretuje wartości [...] pH [...].	59
19.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów [...] chemicznych) [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].	31
20.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	5. Woda i roztwory wodne (G). Zdający: 5) odczytuje rozpuszczalność substancji z wykresu jej rozpuszczalności [...].	90
20.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].	53
20.3.			44
21.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Reakcje chemiczne (G). Zdający: 2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...]. 9. Węglowodory. Zdający: 8) planuje ciąg przemian [...] (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji.	48
21.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 4) [...] wyjaśnia zjawisko izomerii <i>cis-trans</i> ; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii <i>cis-trans</i> w cząsteczce związku [...]; 11) ustala wzór monomeru, z którego został otrzymany polimer o podanej strukturze.	30

22.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 10) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji [...].	37
23.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 1) wykonuje obliczenia związane [...] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].	12
24.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 10) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji [...].	50
25.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 8) planuje ciąg przemian [...] (z udziałem fluorowcopolodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji.	41
26.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 4) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...].	19
27.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 3) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów [...] i ich pochodnych [...].	63
28.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	12. Kwasy karboksylowe. Zdający: 1) [...] rysuje wzory [...] półstrukturalne [...] kwasów karboksylowych [...].	25
29.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14) opisuje przebieg hydrolizy peptydów.	63
30.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola (stechiometria wzorów [...]) [...]. 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 12) [...] rozpoznaje reszty [...] aminokwasów [...] w cząsteczkach [...] peptydów.	36
31.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	13. Estry i tłuszcze. Zdający: 6) zapisuje ciągi przemian [...] wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych.	27

32.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego; 10) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów [...].	66
33.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	9. Pochodne węglowodorów. Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym (G). Zdający: 16) [...] wykrywa obecność skrobi w różnych produktach spożywczych. 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 13) planuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa).	42
34.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w [...] cząsteczce związku [...] organicznego.	44

WYKRES 2. POZIOM WYKONANIA ZADAŃ W OBSZARZE WYMAGAŃ OGÓLNYCH



Komentarz

Analiza jakościowa zadań

Egzamin maturalny z chemii sprawdzał, w jakim stopniu maturzyści spełnili wymagania egzaminacyjne z zakresu tego przedmiotu dla III i IV etapu edukacyjnego. Zadania w arkuszu egzaminacyjnym reprezentowały różne wymagania ogólne i szczegółowe. Zawierały różnorodny materiał źródłowy oraz sprawdzały m.in. umiejętności złożone, w tym umiejętność myślenia naukowego, projektowania doświadczeń i analizy wyników. W tegorocznym arkuszu znalazła się także grupa zadań sprawdzających elementarne, typowe umiejętności chemiczne, np. umiejętność zapisywania równań reakcji na podstawie opisu ich przebiegu, zapisywanie wzorów typowych związków nieorganicznych i organicznych.

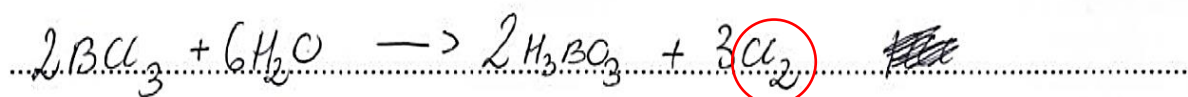
Arkusze na tegorocznym egzaminie maturalnym z chemii zawierały 50 zadań (poleceń). Wśród nich było jedno zadanie bardzo łatwe, a dwa zadania były łatwe. Większość zadań była trudna albo umiarkowanie trudna, zaś dziewięć zadań okazało się bardzo trudnych.

Zadania, z którymi zdający poradzili sobie najlepiej

Najwyższy poziom wykonania (90%) uzyskało **zadanie 20.1** – pierwsza z trzech części zadania 20. Należało w nim narysować krzywą rozpuszczalności chloranu(V) potasu, korzystając z danych zawartych w informacji wprowadzającej. Zadanie okazało się bardzo łatwe; dziewięciu na dziesięciu zdających potrafiło prawidłowo sporządzić wykres. Błędy polegające na niewłaściwym naniesieniu punktów popełnili nieliczni maturzyści.

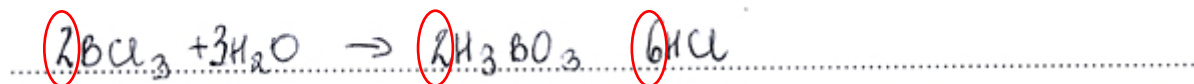
Kolejnym pod względem łatwości zadaniem było **zadanie 3.3**. (poziom wykonania – 81%). W tym zadaniu należało również na podstawie informacji wprowadzającej napisać równanie reakcji hydrolizy chlorku boru. Kłopoty maturzystów związane były najczęściej ze zbyt pobieżną analizą informacji wprowadzającej (Przykład 1.).

Przykład 1.



Nieliczni zdający niepoprawnie bilansowali zapisane przez siebie równania reakcji (Przykład 2.).

Przykład 2.



Zadanie 2. również okazało się dla tegorocznych absolwentów łatwe. Trzy czwarte (poziom wykonania – 75%) spośród nich potrafiło rozwiązać to zadanie poprawnie. W zadaniu należało przyporządkować podane w informacji wprowadzającej wartości promienia atomowego poszczególnym pierwiastkom. Najczęstszym błędem popełnianym przez zdających w rozwiązaniu tego zadania było niewłaściwe przyporządkowanie wartości promienia atomów potasu i wapnia (Przykład 3.).

Przykład 3.

Nazwa pierwiastka	Promień atomu, pm
siarka	102
chlor	99
potas	174
wapń	196

Zadania, z którymi zdający poradzili sobie najslabiej

Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się **zadanie 23.**, którego poziom wykonania wyniósł 12%. Było to zadanie rachunkowe. Zdający na podstawie przeprowadzonych obliczeń mieli ustalić, jaka była zawartość etynu w mieszaninie trzech węglowodorów, którą przepuszczono przez roztwór bromu. Zadanie to okazało się dla zdających bardzo trudne i tylko nieliczni maturzyści uzyskali za jego rozwiązanie 2 punkty. W wielu pracach miejsce na rozwiązanie tego zadania pozostało puste. Liczna grupa maturzystów próbowała powiązać dane z szukaną, ale często nie przedstawiała pełnego toku rozumowania i nie doprowadziła rozwiązania do końca. W rozwiązaniach pojawiały się też błędy logiczne (Przykład 4.).

Przykład 4.

Obliczenia: $521 \text{ cm}^3 = 0,521 \text{ dm}^3$ $\rho = 2\%$

$1 \text{ mol} - 22,4 \text{ dm}^3$ $2\% = \frac{m_s}{280}$

$x - 0,521$ $m_s = 5,6 \text{ g Br}_2$

$x = 0,024 \text{ mol}$ mieszaniny gazów przepuszczono

$0,024 \text{ mol} = 86\%$
 $y = 100\%$

$y = 0,028 \text{ mol}$ gazu na pozostałości

$0,028 - 0,024 = 0,004$

Największą trudnością w rozwiązaniu tego zadania okazała się analiza informacji. Z treści zadania wynikało, że:

- węglowodory reagujące z bromem stanowiły 86% mieszaniny gazów, której objętość była równa 521 cm^3 .
- brom stanowił 2,0% masowych roztworu, przez który przepuszczono mieszaninę gazów o nieznanym składzie procentowym.

Przykład 5. ilustruje często spotykane niepoprawne rozwiązanie, w którym zdający nie uwzględnił informacji, że reakcji z bromem uległo 86% objętościowych mieszaniny.

Przykład 5.

Obliczenia: $m_{\text{Br}_2} = 2\% \cdot 180\text{g} = 5,6\text{g}$ $n_{\text{Br}_2} = 0,035\text{mol}$

x - l. moli etynu y - l. moli etenu

$$\begin{cases} x \cdot 22,4 + y \cdot 22,4 = 0,521 \\ 2x + y = 0,035 \end{cases} \Rightarrow y = 0,035 - 2x$$

$$22,4x + 22,4(0,035 - 2x) = 0,521$$

$$22,4x - 44,8x = 0,521 - 0,784 \quad 22,4x = 0,263$$

$$x = 0,012 \quad 0,012 \cdot 22,4 = 0,2688$$

% etynu = $\frac{0,2688}{0,521} \cdot 100\% = 51,6\%$

Odp.: 51,6%

W Przykładzie 6. z kolei zdający nie uwzględnił informacji, że brom stanowi 2% masy roztworu, i przyjął masę całego roztworu jako masę bromu.

Przykład 6.

Oblicz wyrażoną w procentach objętościową zawartość etynu w mieszaninie zawierającej etan, eten i etyn.

Obliczenia:

x - l. moli C_2H_2 y - l. moli C_2H_4

z - l. moli C_2H_6 521cm^3

$$521 \cdot 86\% = 448,06\text{cm}^3 \approx 448,1\text{cm}^3 = (\text{C}_2\text{H}_2 + \text{C}_2\text{H}_4) = 0,448\text{dm}^3$$

$$\begin{cases} x \cdot 22,4\text{dm}^3 + y \cdot 22,4\text{dm}^3 = 0,448\text{dm}^3 \\ x \cdot 2 \cdot 80 + y \cdot 80 = 280\text{g} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 22,4x + 22,4y = 0,448 \quad | \cdot (-80) \\ 160x + 80y = 280 \quad | \cdot 22,4 \end{cases}$$

$$\begin{cases} -1792x - 1792y = -35,84 \\ 3584x + 1792y = 627,2 \end{cases}$$

$$1792x = 627,2 - 35,84 \quad | : 1792$$

$$x = 3,48\text{ mola } \text{C}_2\text{H}_2 \Rightarrow V = 3,48 \cdot 22,4 = 77,95\text{ dm}^3$$

$\frac{77,95}{521} \cdot 100\% = 14,96\% \text{ C}_2\text{H}_2$

Kolejne przykłady ilustrują często spotykane przypadki, w których maturzyści korzystają z błędnych wartości masy molowej, nie przedstawiając sposobu ich obliczenia.

W Przykładzie 7. w początkowym etapie rozwiązania znalazł się zapis „ $M_{\text{Br}} = 160\text{g/mol}$ ”, następnie poprawnie została wyznaczona liczba moli bromu w roztworze. Jednak w etapie oznaczonym numerem (2) w układzie równań widnieją wartości „360” i „180”, które nie są wynikiem obliczeń. W Przykładzie 8. zdający zastosował zapis, z którego wynika, że masa molowa bromu jest równa 108 g. Konsekwencją tego błędu było uzyskanie końcowej

zależności, zgodnie z którą zawartość składnika jest większa od 100%. Powinno to skłonić maturzystę do oceny wiarygodności uzyskanego wyniku. Dokładną analizę przedstawionego rozwiązania utrudniają te fragmenty, w których kilka różnych niewiadomych oznaczono tym samym symbolem x.

Przykład 7.

Obliczenia:

$C_p = 2\%$
 $m_f = 280\text{ g}$
 $m_g = 280 \cdot 0,02 = 5,6\text{ g Br}_2$
 $M_{Br_2} = 160\text{ g/mol}$
 $n_{Br_2} = \frac{5,6}{160} = 0,035\text{ mol}$

$V_{gaz\text{ów}} = 521\text{ cm}^3 = 0,521\text{ dm}^3$
 $M_{C_2H_2} = 26\text{ g/mol} \Rightarrow a$
 $M_{C_2H_4} = 28\text{ g/mol} \Rightarrow b$

① $0,521 = 100\%$
 $x = 86\%$
 $x = 0,44806\text{ dm}^3$

$1\text{ mol} = 22,4\text{ dm}^3$
 $n = 0,44806\text{ dm}^3$
 $n = 0,02$

② $a + b = 0,02$
 $360a + 180b = 5,6\text{ g}$
 $360(0,02 - b) + 180b = 5,6\text{ g}$
 $7,2 - 360b + 180b = 5,6\text{ g}$
 $-180b = -1,6$
 $b = 0,008$
 $a = 0,02 - 0,008 = 0,012\text{ mol etynu}$

$0,011\text{ mol} = V_{etynu}$
 $0,02 = 0,44806\text{ dm}^3$

$V_{etynu} = 0,246\text{ dm}^3$
 $x_{C_2H_2} = 0,246$

W mieszaninie:
 $100\% = 0,521\text{ dm}^3$
 $x = 0,246\text{ dm}^3$
 $x = 47,2\%$

↑
 zawartość etynu w mieszaninie

Informacja do zadań 24.-26.

Przykład 8.

Obliczenia:

$C_p = 2\%$
 $m_f = 280\text{ g}$
 $2\% - x$
 $100\% - 280\text{ g}$
 $x = 5,6\text{ g}$

$5,6\text{ g} - x$
 $105\text{ g} - 1\text{ mol}$
 $x = 0,052\text{ mol}$

$86\% - x$
 $100\% - 521\text{ cm}^3$
 $x = 448,06\text{ cm}^3$ - pomyłka

$22,4\text{ dm}^3 - 1\text{ mol}$
 $0,44806\text{ dm}^3 - x$
 $x = 0,02\text{ mol}$

$0,0067\text{ mol} - x$
 $2\text{ mol} - 1\text{ mol}$
 $x = 0,00735\text{ mol}$

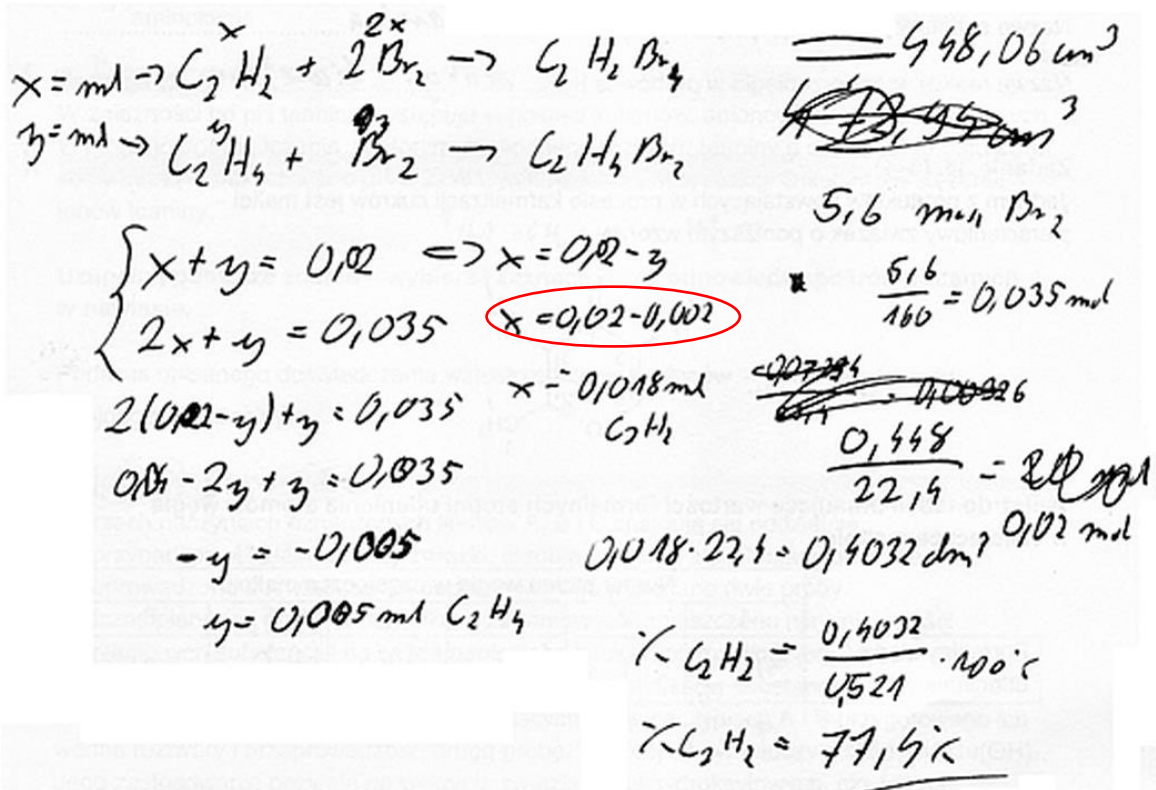
$0,00335\text{ mol} - x$
 $1\text{ mol} - 22,4\text{ dm}^3$
 $x = 0,07501\text{ mol}$

$0,00735\text{ mol} - x$
 $0,02\text{ mol} - 3x$
 $x = 0,0067\text{ mol Br}_2$

$\% = \frac{0,07501}{0,052} \cdot 100\% =$

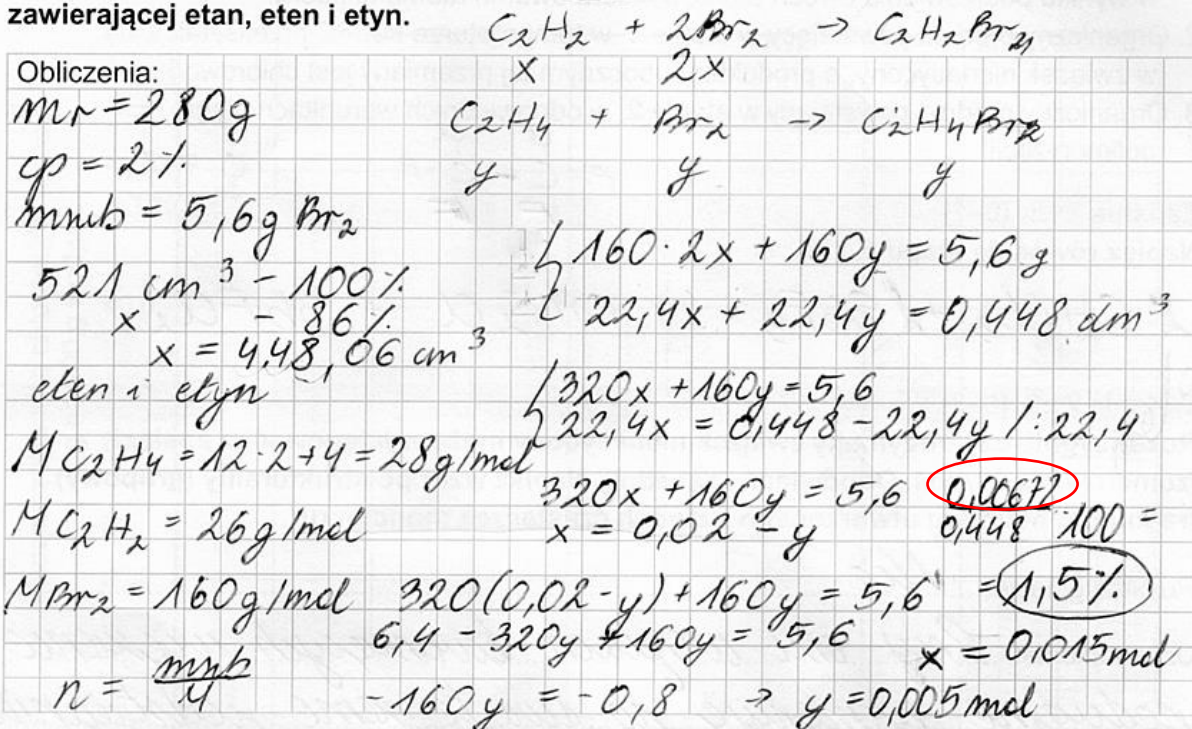
Warto przypomnieć, że użycie w rozwiązaniu błędnych wartości masy molowej lub innych wielkości, które nie są wynikiem obliczeń, jest błędem metody i za takie rozwiązanie nie przyznaje się punktów. W Przykładach 9. i 10. zdający przedstawili poprawnie wykonane początkowe etapy rozwiązania, ale w dalszej części użyli takich właśnie wartości, które nie wynikały z obliczeń.

Przykład 9.



Przykład 10.

Oblicz wyrażoną w procentach objętościowych zawartość etynu w mieszaninie zawierającej etan, eten i etyn.



Przykład 11. przedstawia rozwiązanie, w którym zdający błędnie zinterpretował stechiometrię reakcji addycji. Z zapisu wynika, że brom reaguje z etenem w stosunku molowym równym 2 : 1, a z etynem – w stosunku molowym równym 1 : 1.

Przykład 11.

Obliczenia: $m_{Br_2} = 5,6g$ $0,02 = \frac{m_s}{280}$

~~$V_g = 0,521 dm^3$~~
 $x - V_{etenu}$
 $y - masa Br_2$ w reakcji 1.

$0,521 dm^3 - 86\% = 0,07294 dm^3$
 \downarrow
 V_{etynu}

I $22,4 dm^3$ etenu – $320g Br_2$
 $x = y$
 $320x = 22,4y$
 $y = 14,29x$

II $22,4 dm^3$ etynu – $160g Br_2$
 $0,448 - x = 5,6 - 14,29x$
 $71,68 - 160x = 125,44 - 320x$
 $160x = 53,76$
 $x = 0,336$
 $y = 4,8$

$V_{etynu} = 0,112 dm^3$
 $V_{miesz} = 0,521 dm^3$

odp: $\%V_{etynu} = 21,5\%$

Często spotykanym błędem popełnianym przez maturzystów podczas rozwiązywania **zadania 23.** było sprzeczne z informacją wprowadzającą założenie, że liczba moli Br_2 , który reaguje z etynem, jest 2 razy większa od liczby moli Br_2 reagującego z etenem (Przykład 12.). Konsekwencją takiego założenia było przyjęcie, że eten i etyn pozostają w stosunku molowym 1 : 1, co podważa sens zadania.

Przykład 12.

Obliczenia:

~~100%~~
 $100\% - 86\% = 14\%$
 \uparrow
 etan

$86\% \text{ — } x cm^3$
 $100\% \text{ — } 521 cm^3$

~~$x = 448,06 cm^3$~~
 ~~$x = 448,06 cm^3$~~

$280g \text{ — } y$
 $100g \text{ — } 2g$
 $y = 5,6g$

$n = 5,6 : 3 = 1,87g$

$C_2H_2 + 2Br_2 \rightarrow C_2H_2Br_4$ $C_2H_4 + Br_2 \rightarrow C_2H_4Br_2$

$22,4 dm^3 - 2 \cdot 1,87g \cdot 80 \cdot 2$
 ~~$22,4 dm^3 - 2 \cdot 1,87g$~~

$a = \frac{83,776}{320} = 0,2618 dm^3$

$0,2618 dm^3 = 261,8 cm^3$

$\%V_{etynu} = \frac{261,8 cm^3}{521 cm^3} \cdot 100\% = 50,25\%$

odp. około 50% V mieszaniny to etyn

Przykład 13. ilustruje często popełniany błąd, wynikający również z niedokładnej analizy treści zadania. Zdający wykonał poprawnie cztery kolejne etapy rozwiązania, ale w ostatnim, 5. etapie obliczył zawartość etynu w mieszaninie, która uległa reakcji, zamiast w całej użytej w doświadczeniu mieszaninie gazów.

Przykład 13.

Obliczenia:

$$\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4 \quad \text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2 \rightarrow \text{X}$$

(2) $m_s = 5,16\text{g}$
 $2\% = \frac{m_s}{2800} \cdot 100\%$
 $m_s = 2,0056\text{g}$
 $100\% - 86\% = 14\%$

(1) $0,521\text{dm}^3$
 $0,521\text{dm}^3 \cdot 0,14 = 0,073\text{dm}^3$ etenu
 $0,521\text{dm}^3 - 0,073\text{dm}^3 = 0,448\text{dm}^3$ etan i etyn
 $\downarrow 0,02\text{mol}$

(5) $0,015 \cdot 22,4\text{dm}^3 = 0,336\text{dm}^3$
 $0,336\text{dm}^3 \cdot 100\% = 75\%$

(4) $2(0,02 - y) + y = 0,000035$
 $0,04 - 2y + y = 0,000035$
 $-y = -0,04$
 $y = 0,005$
 $x = 0,015$

(3) $\begin{cases} 2x + y = 0,035 \\ x + y = 0,02 \end{cases}$
 $x = 0,02 - y$
 $2(0,02 - y) + y = 0,000035$
 $0,04 - 2y + y = 0,000035$
 $-y = -0,04$
 $y = 0,005$
 $x = 0,015$

Zadanie 6.1. stanowiło pierwszą część zadania 6., które dotyczyło struktury i właściwości związków sodu z tlenem. W tym zadaniu należało skorzystać z informacji wprowadzającej i na jej podstawie napisać wzory anionów występujących w tlenku i w nadtlenku sodu. Poziom wykonania tego zadania wyniósł 13%, co oznacza, że prawie dziewięciu na dziesięciu zdających nie potrafiło poprawnie napisać co najmniej jednego z wymaganych wzorów. Najczęściej udzielaną przez maturzystów była odpowiedź, która zawierała poprawny wzór anionu tlenkowego i błędny wzór anionu nadtlenkowego. Największa liczba zdających nie potrafiła wywnioskować z informacji wprowadzającej, że anion nadtlenkowy jest złożony z połączonych ze sobą dwóch atomów tlenu (Przykłady 14. i 15.). Zdarzały się również odpowiedzi, w których zdający zapisywali wzór anionu ponadtlenkowego (Przykład 16.).

Przykład 14.

Wzór anionu w nadtlenku sodu: O^-

Wzór anionu w tlenku sodu: O^{2-}

Przykład 15.

Wzór anionu w nadtlenku sodu: 2O^-

Wzór anionu w tlenku sodu: O^{2-}

Przykład 16.Wzór anionu w nadtlenku sodu: O_2^- Wzór anionu w tlenku sodu: O^{2-}

Część absolwentów przedstawiła wzory elektronowe (zamiast sumarycznych) z odpowiednim ładunkiem jonu i właściwą liczbą atomów, ale błędnie określali oni w nich liczbę elektronów walencyjnych (Przykład 17.).

Przykład 17.Wzór anionu w nadtlenku sodu: $[O_2]^{2-}$ Wzór anionu w tlenku sodu: O^{2-}

Nieliczni maturzyści poprawnie pisali wzór anionu nadtlenkowego, ale błędnie – wzór anionu tlenkowego (Przykład 18.).

Przykład 18.Wzór anionu w nadtlenku sodu: O_2^{2-} Wzór anionu w tlenku sodu: O_2^-

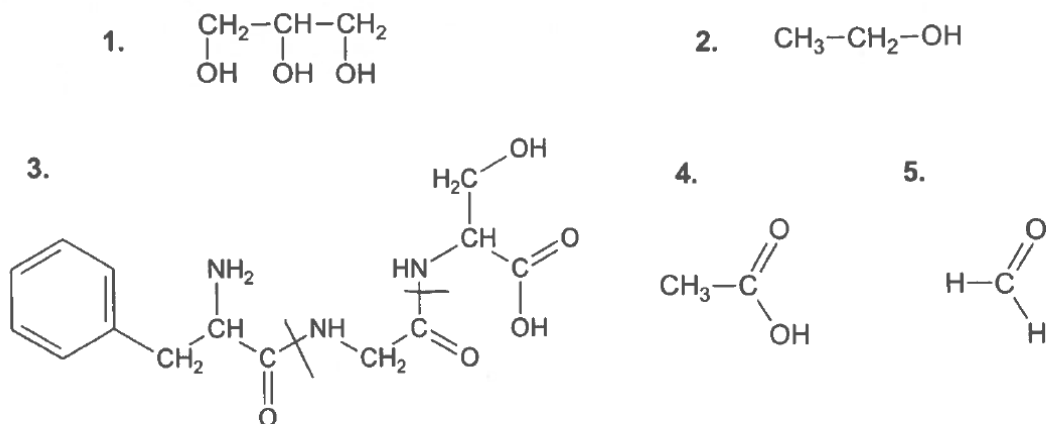
Nierzadko zdający wykazywali się brakiem podstawowej wiedzy chemicznej z zakresu budowy materii i związków jonowych (Przykłady 19. i 20.).

Przykład 19.Wzór anionu w nadtlenku sodu: NaO_2^- Wzór anionu w tlenku sodu: NaO^- Przykład 20.Wzór anionu w nadtlenku sodu: Na_2O^- Wzór anionu w tlenku sodu: Na_2^-

Zadanie 8.3. (poziom wykonania – 13%), stanowiło trzecią część zadania 8., które dotyczyło właściwości miedzi i jej związków. W zadaniu tym należało wybrać i wskazać wzory związków organicznych, w których na zimno roztwarza się wodorotlenek miedzi(II). Zdecydowana większość maturzystów wskazała tylko dwa wzory związków – 1. i 3. (alkoholu polihydroksylowego i tripeptydu), co ilustruje Przykład 21. Reakcje tych związków z $Cu(OH)_2$ wykazują charakterystyczne objawy i są uczniom zazwyczaj bardzo dobrze znane. Osoby, które udzieliły takiej odpowiedzi, pomijając wzór 4. (kwasu octowego), wykazały się jednak myśleniem schematycznym. Reakcja kwasu octowego z wodorotlenkiem miedzi(II) nie należy w chemii organicznej do przemian określanych jako „próby”, czyli takie reakcje, których łatwy do zaobserwowania przebieg jest charakterystyczny dla danej grupy związków. Jednak kwas octowy – tak jak kwasy nieorganiczne – roztwarza trudno rozpuszczalne osady

wodorotlenków, w tym wodorotlenku miedzi(II). Tylko nieliczni zdający poprawnie wskazali wszystkie trzy wzory.

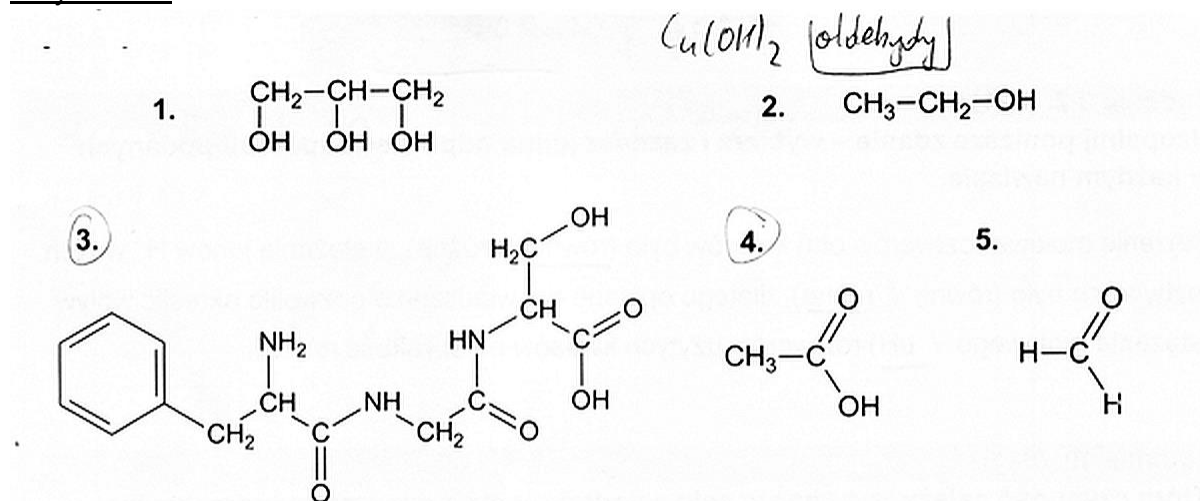
Przykład 21.



Wybrane wzory: 1, 3

Zdarzały się rozwiązania, w których maturzyści wskazywali wzór kwasu octowego, ale pomijali wzór glicerolu (Przykład 22.) albo tripeptydu (Przykład 23.).

Przykład 22.



Wybrane wzory: 3, 4

Przykład 23.

Wybrane wzory: 4, 1,

Niektórzy zdający do związków, które rozтворяją na zimno wodorotlenek miedzi(II), zaliczali również metanal (Przykłady 24. i 25.), mając na myśli zapewne jego charakter redukujący. Najczęściej jednak pomijali oni w swoich rozwiązaniach poprawne lub wskazywali inne błędne wzory związków. Nieliczni maturzyści nie podjęli próby rozwiązania tego zadania.

Przykład 24.

Wybrane wzory: 1, 2, 5

Przykład 25.

Wybrane wzory: 4,5

Drugim pod względem trudności zadaniem obliczeniowym było **zadanie 11.** (poziom wykonania – 17%). We wprowadzeniu do tego zadania opisano przebieg dwuetapowej analizy składu mieszaniny wodorowęglanu sodu i węglanu sodu. Polegała ona na miareczkowaniu wodnego roztworu próbki badanej mieszaniny kwasem solnym: w etapie I w obecności fenoloftaleiny, a w drugim – wobec oranżu metylowego. Opis zawierał sposób wykonania doświadczenia, jego wyniki oraz równania (w formie jonowej) dwóch reakcji, które zaszły w obu etapach. Na podstawie tych informacji należało obliczyć, jaki procent masy badanej mieszaniny stanowiła masa węglanu sodu. W poleceniu podano wartości masy molowej węglanu i wodorowęglanu sodu. Jak wskazuje analiza błędnych rozwiązań, przyczyną niepowodzenia w rozwiązaniu tego zadania nie była stechiometria obu reakcji: zdający poprawnie odczytywali z równań reakcji stosunki molowe reagujących jonów i poprawnie odnosili je do ilości substancji. Największą trudność sprawiła maturzystom wieloetapowość rozwiązania. Aby obliczyć wielkość szukaną, trzeba było – na podstawie wyników etapu I analizy badanej próbki mieszaniny – obliczyć ilość węglanu sodu, następnie – na podstawie wyników II etapu – obliczyć ilość wodorowęglanu sodu. Trzeba było przy tym pamiętać, że ilość wodorowęglanu oznaczonego w etapie II jest sumą ilości tej soli, którą zawierała badana próbka, i ilości wodorowęglanu, który powstał w I etapie. Ten element rozwiązania okazał się dla zdających najtrudniejszy – najczęstszym błędem było pominięcie tego właśnie faktu, co ilustruje Przykład 26.

Przykład 26.

Obliczenia:

I

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$$

$n = 0,00492$ $C = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $V = 24,6 \text{ cm}^3 = 0,0246 \text{ dm}^3$
 $n = 0,00492 \text{ mola}$

II

$$\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$C = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $V = 59,8 \text{ cm}^3 - 24,6 \text{ cm}^3 = 35,2 \text{ cm}^3 = 0,0352 \text{ dm}^3$
 $n = 0,00704$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 : 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,00492 \text{ mola} = 0,52 \text{ g}$
 $\text{NaHCO}_3 : 84 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,00704 \text{ mola} = 0,59 \text{ g}$

$\% \text{ Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0,52 \text{ g}}{0,59 \text{ g} + 0,52 \text{ g}} \cdot 100\% = \frac{0,52 \text{ g}}{1,11 \text{ g}} \cdot 100\% = 46,8\%$

Kolejny – Przykład 27. – błędnego rozwiązania tego zadania pokazuje, że zdający mieli problemy z uporządkowaniem wielkości wyników, które otrzymali w poszczególnych etapach rozwiązania. W przykładzie tym widać także, jak zbędne obliczenia – w tym wypadku przejście od obliczeń na podstawie stosunków molowych do działań w oparciu o stosunki masy – komplikują klarowność rozwiązania. Zdający poprawnie oblicza masę NaHCO_3 , który powstał w etapie I, następnie poprawnie oblicza masę tej soli w początkowej mieszaninie, ale do obliczenia całkowitej masy badanej próbki stosuje masę wodorowęglanu otrzymanego w etapie I. Niezrozumiała jest też zapisana w ramce uwaga o niedomiarze HCl.

Przykład 27.

Obliczenia:

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$

$C_{\text{m HCl}} = 0,2 \text{ M}$
 $V = 24,6 \text{ cm}^3 = 0,0246 \text{ dm}^3$

w I et. $n_{\text{HCl}} = C_{\text{m}} \cdot V = 0,2 \cdot 0,0246 = 0,00492 \text{ mol}$

$1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 - 1 \text{ mol HCl}$
 $\frac{106 \text{ g}}{x} = \frac{36,5 \text{ g}}{0,00492 \text{ mol}}$
 $x = 0,00492 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$

$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n \cdot M = 0,00492 \cdot 106 = 0,52152 \text{ g}$

$m_{\text{HCl}} \text{ jest w mie} = n \cdot M = 0,00492 \cdot 36,5 = 0,17958$

w II et. $V_{\text{HCl w II et.}} = 59,8 \text{ cm}^3 - 24,6 \text{ cm}^3 = 35,2 \text{ cm}^3 = 0,0352 \text{ dm}^3$ HCl niedomiar

$C_{\text{m}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $R_{\text{HCl}} = 0,2 \cdot 0,0352 = 0,00704 \text{ mol}$

2. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$

$1 \text{ mol NaHCO}_3 - 1 \text{ mol HCl}$
 $\frac{84 \text{ g}}{z} = \frac{36,5 \text{ g}}{0,00704 \text{ mol}}$
 $z = 0,00704 \text{ mol NaHCO}_3$

$m_{\text{NaHCO}_3} = 0,00704 \text{ mol} \cdot 84 \text{ g} = 0,59136 \text{ g}$

Różnica $\text{NaHCO}_3 : 0,59136 \text{ g} - 0,41328 \text{ g} = 0,17808 \text{ g}$

Suma mas próbek: $0,41328 \text{ g} + 0,52152 \text{ g} = 0,9348 \text{ g}$

$\% \text{ Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0,52152}{0,9348} \cdot 100\% = 55,79\%$

Wymienia	Nr zadania	9.1.	9.2.	10.	11.	Odp.

Przykład 28. to następna ilustracja błędu popełnionego w końcowym etapie rozwiązania. Zdający poprawnie obliczył liczbę moli węglanu i wodorowęglanu sodu oraz masę węglanu sodu w próbce badanej mieszaniny. Popełnił jednak błąd podczas obliczania masy wodorowęglanu w tej próbce: zamiast od liczby moli kwasu zużytego w etapie II odjąć liczbę moli tego kwasu zużytego w etapie I, zdający te wielkości zsumował.

Przykład 28.

Obliczenia:

$$V_{\text{HCl II}} = 59,8 \text{ cm}^3 - 24,6 \text{ cm}^3 = 35,2 \text{ cm}^3$$

$$n_{\text{HCl II}} = 0,2 \cdot 0,0352 = 0,007 \text{ mola (związko)} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HCO}_3^-}$$

$$n_{\text{HCl I}} = 0,2 \cdot 0,0246 = 0,005 \text{ mola (związko)} = n_{\text{CO}_3^{2-}}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,005 \cdot 106 = 0,53 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = (0,007 + 0,005) \cdot 84 = 1,008 \text{ g}$$

$$\% \text{ Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0,53 \text{ g}}{0,53 + 1,008} = \frac{0,53}{1,538} = 0,3446 = 34,46\% \approx 34,5\%$$

Ostatni przykład dotyczący **zadania 11.** – Przykład 29. – przedstawia próbę rozwiązania, w której zdający popełnił błąd już na jego początku. Korzystając z informacji o objętości kwasu solnego użytego w etapie I, poprawnie obliczył liczbę moli tego kwasu, ale błędnie porównał ją z liczbą moli wodorowęglanu sodu i obliczył masę tej soli. W następnym działaniu – związanym z etapem II analizy – poprawnie obliczył liczbę moli użytego w nim kwasu, ale błędnie przyjął, że jest ona równa liczbie moli węglanu sodu. Otrzymane w ten sposób wyniki zastosował do obliczenia zawartości węglanu sodu w badanej mieszaninie, a podczas tego obliczenia nie uwzględnił masy wodorowęglanu, który powstał w etapie I doświadczenia.

Przykład 29.

Obliczenia:

$$n_{\text{HCl}} \text{ - etap I} = 0,2 \cdot 0,0246 \text{ dm}^3 = 0,00492 \text{ mola}$$

$$0,00492 \text{ mola NaHCO}_3 \rightarrow 0,413 \text{ g}$$

$$59,8 - 0,0598 - 0,0246 = 0,0352 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ etap II} =$$

$$= 0,0352 \cdot 0,2 = 0,00704$$

$$1 \text{ mol NaHCO}_3 - 1 \text{ mol HCl}$$

$$0,00704 \cdot 106 = 0,746 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$0,746 + 0,413 = 1,16 \text{ g}$$

$$1,16 \text{ g} - 100\%$$

$$0,746 - x\%$$

$$x = 64,317$$

Kolejne zadanie, które stanowiło problem obliczeniowy – **zadanie 5.** – również okazało się dla zdających bardzo trudne (poziom wykonania – 19%). W informacji poprzedzającej to zadanie opisano sytuację, w której po zmieszaniu dwóch gazowych substancji A oraz B i zainicjowaniu reakcji w zamkniętym reaktorze ustalił się stan równowagi, przy czym wszystkie reagenty były gazami (dla ułatwienia obliczeń przyjęto, że pojemność reaktora była równa 1 dm³). Podano również równanie reakcji, wartość jej stałej równowagi oraz odsetek substancji A, która uległa reakcji do momentu ustalenia się stanu równowagi. Należało obliczyć, jaki procent liczby moli wyjściowej mieszaniny stanowiła substancja A, co oznacza, że wielkością szukaną była względna ilość tej substancji. W konsekwencji, po podstawieniu do wyrażenia na stałą równowagi reakcji odpowiednio wyrażonych stężeń molowych lub liczby moli reagentów w stanie równowagi, otrzymywano jedno równanie z dwiema niewiadomymi. Tylko nieliczni maturzyści doprowadzili obliczenia do końca – bez popełnienia błędów merytorycznych i rachunkowych. Spośród zdających, którzy umieli poprawnie określić relacje między liczbą moli w stanie równowagi wszystkich reagentów i początkową liczbą moli substancji A i B, część popełniła błąd w ostatnim działaniu: do obliczenia ostatecznej wielkości szukanej podstawili oni wyrażenie na liczbę moli substancji A w stanie równowagi, zamiast – w mieszaninie wyjściowej (Przykład 30.).

Przykład 30.

$K = 2$

	A	B	C	D
m_0	x	y	–	–
Δn	$-0,2x$	$-0,2x$	$+0,2x$	$+0,2x$
m_e	$0,8xy - 0,2x$	$0,2x$		$0,2x$

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

$$\frac{(0,2x)^2}{0,8x \cdot (y - 0,2x)} = 2$$

$$0,04x^2 = 2(0,8xy - 0,16x^2) \quad | :2$$

$$0,02x^2 = 0,8xy - 0,16x^2$$

$$0,8xy - 0,18x^2 = 0$$

$$x(0,8y - 0,18x) = 0$$

$$x = 0 \quad \vee \quad 0,8y = 0,18x = 0$$

$$\neq 0, x > 0 \quad \vee \quad 0,8y = 0,18x \quad | :0,8$$

$$y = 0,225x$$

$$m_A = 0,8x$$

$$m_A + m_B = x + y = x + 0,225x = 1,225x$$

$$\frac{m_A}{m_A + m_B} = \frac{0,8x}{1,225x} = 0,653 = 65,3\% \approx 65\%$$

Większość zdających miała jednak problemy z określeniem zależności między liczbą moli w stanie równowagi wszystkich reagentów i początkową liczbą moli substancji A i B. Niektórzy błędnie przyjęli, że wyjściowa mieszanina była równomolowa, co ilustruje Przykład 31.

Przykład 31.

Obliczenia:

	A	B	C	D
n_p	x	x	0	0
Δn	$x - \frac{20}{100}$	$x - \frac{20}{100}$	$+\frac{20}{100}$	$+\frac{20}{100}$
n_k	$\frac{80}{100} x$	$\frac{80}{100} x$	$\frac{20}{100}$	$\frac{20}{100}$

x - mole substancji A
 ~~x - mole substancji B~~

$$K = \frac{C \cdot D}{A \cdot B}$$

$$2 = \frac{0,2 \cdot 0,2}{0,8x \cdot 0,8x}$$

$$2 = \frac{0,04}{0,64x^2} \quad | \cdot 0,64x^2$$

$$1,28x^2 = 0,04 \quad | : 1,28$$

$$x^2 = 0,03125 \quad | \sqrt{\quad}$$

$$x = 0,1768 \approx 0,18$$

$$0,18 + 0,18 = 0,36$$

$$\frac{0,36 - 100\%}{0,18} \quad \frac{100\%}{x_{10}}$$

$1x_{10} = 50\%$

Inni błędnie określali zależności między liczbą moli w stanie równowagi wszystkich reagentów i początkową liczbą moli substancji A i B (Przykład 32.). W tym rozwiązaniu zdający przyjęli, że do momentu ustalenia się stanu równowagi przereagował taki sam odsetek substancji A i B, co sprowadza się do błędnego założenia, że liczba moli tych substancji w wyjściowej mieszaninie była jednakowa. W przytoczonym przykładzie zdający zignorował również fakt, że substancji C i D powstało $0,2 \cdot x$, a nie $0,2$. Taki zapis byłby poprawny tylko przy założeniu, że $x = 1$ mol. Ponadto ta próba rozwiązania dobrze ilustruje, jak liczne błędy rachunkowe lub związane z przekształcaniem równań popełniają zdający, i jak niestarannie przedstawiają tok swojego rozumowania, np. nie skreślają zapisów, z których się wycofują.

Przykład 32.

Obliczenia:

n	n ₀	Δn	n _K
A	x	-0,2x	0,8x
B	y	-0,2y	0,8y
C	-	+0,2	0,2
D	-	+0,2	0,2

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A][B]} = \frac{0,2^2}{0,8x \cdot 0,8y} = 2$$

$$\frac{0,2^2}{(0,8x)^2} = 2 \quad \frac{0,04 \cdot 2 = 0,08}{x^2} = 0,125$$

$$x^2 = 0,125$$

$$x \approx \sqrt{0,125}$$

$$0,08 = 0,8x \cdot 0,8y$$

$$0,08 = 0,64xy$$

$$xy = 0,125$$

$$\frac{0,125}{1} \cdot 100 = 12,5\%$$

Przykład 33. – ostatni związany z zadaniem 5. – pokazuje, że wielu zdających zrezygnowało z rozwiązania tego zadania już na etapie określania zależności między liczbą moli reagentów na początku reakcji i w stanie równowagi. Ponadto liczni maturzyści w ogóle nie podjęli próby rozwiązania tego zadania.

Przykład 33.

Obliczenia:

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

	C ₀	ΔC	C _R
A	x	-0,2x	0,8x
B	y		
C	0	+0,2x	
D	0		

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

$$2 = \frac{x \cdot x}{(x-0,2x)(y)}$$

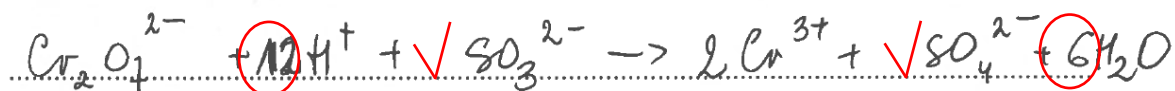
$$2 = \frac{x^2}{(y-0,2y)(y-0,2y)}$$

$$2 = \frac{x^2}{y^2 - 0,4y}$$

Kolejne spośród zadań należących do grupy o najniższym poziomie wykonania to **zadanie 12.2.** (poziom wykonania – 17%). Należało w nim napisać w formie jonowej skróconej równanie typowej reakcji redoks, która zachodzi po zmieszaniu wodnego roztworu dichromianu(VI) potasu, zakwaszonego kwasem siarkowym(VI), z wodnym roztworem siarczanu(IV) potasu. Jednak reagenty tej reakcji zdający musieli sami zidentyfikować na podstawie opisu przebiegu doświadczenia zamieszczonego we wstępie do zadania 12.

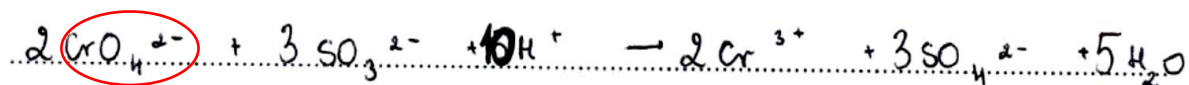
Doświadczenie polegało na przeprowadzeniu trzech różnych reakcji w probówkach I–III. Do wszystkich reakcji użyto roztworu soli chromu(VI) i jednego spośród czterech wymienionych w informacji roztworów różnych substancji. Dla każdej próbówki podano schemat doświadczenia oraz opis wyglądu jej zawartości przed reakcją i po jej zakończeniu. **Zadanie 12.2.** dotyczyło reakcji, która zaszła w próbówce III: do pomarańczowego roztworu soli chromu(VI) z dodatkiem H_2SO_4 (aq) wprowadzono wybrany odczynnik i w wyniku reakcji otrzymano zielony roztwór. Ten opis powinien być dla zdającego jednoznaczną wskazówką, że obserwowana zmiana jest skutkiem reakcji redoks, podczas której jony dichromianowe(VI) redukują się do jonów chromu(III). Dodany odczynnik musiał więc być roztworem substancji o właściwościach redukcyjnych, a jedynym – wśród wymienionych odczynników – spełniającym ten warunek był wodny roztwór siarczynu(IV) potasu. Nieliczni zdający umieli poprawnie przeprowadzić takie rozumowanie, jednak nawet oni popełniali błędy w bilansowaniu równania reakcji (Przykład 34.).

Przykład 34.

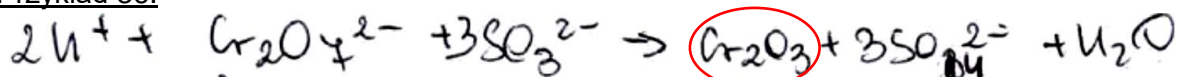


Większość zdających miała problemy z ustaleniem części lub wszystkich reagentów. Niektórzy błędnie zidentyfikowali związek chromu(VI) i przyjęli, że funkcję utleniacza pełnią aniony chromianowe(VI), co ilustruje Przykład 35., inni – błędnie określili produkt redukcji anionów dichromianowych(VI) jako tlenek chromu(III) (Przykład 36.).

Przykład 35.

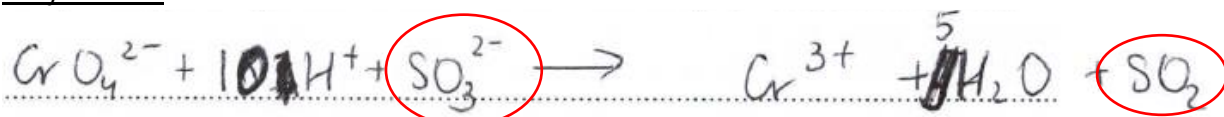


Przykład 36.



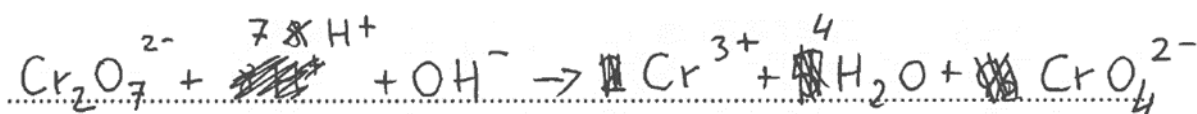
W niektórych odpowiedziach oprócz błędu w identyfikacji związku chromu(VI) pojawia się zapis wskazujący na to, że żadna drobina nie uległa utlenieniu (Przykład 37.).

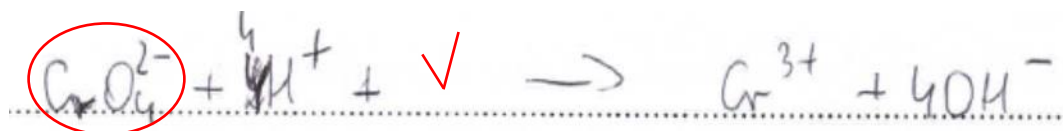
Przykład 37.



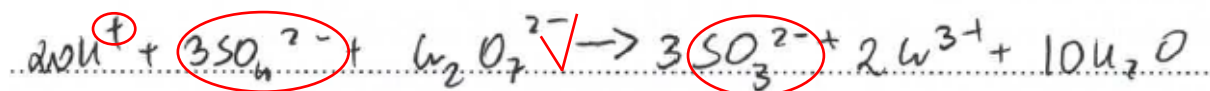
W wielu odpowiedziach, które były próbą zapisu równania reakcji redoks, reduktor w ogóle nie występował (Przykłady 38. i 39.). Ponadto w Przykładzie 39. zdający błędnie przyjęli, że w roztworze mogą występować jednocześnie jony Cr^{3+} i OH^- .

Przykład 38.



Przykład 39.

Z poniższego zapisu wynika (Przykład 40.), że oba reagenty uległy redukcji.

Przykład 40.

Analiza błędów popełnionych przez zdających w tym zadaniu wskazuje, że zapis równania reakcji redoks w formie jonowej nadal sprawia wielu osobom trudności, szczególnie jeżeli w arkuszu nie jest rozdzielony na dwa oddzielne zapisy: równanie procesu utleniania i równanie procesu redukcji, ani nie przedstawiono schematu reakcji. Fakt, że tylko 17% maturzystów poprawnie napisało równanie reakcji, jest niepokojący, ponieważ wymóg znajomości przebiegu redukcji dichromianów(VI) w środowisku kwasowym i umiejętności bilansowania równania reakcji, która ilustruje jej przebieg, jest wprost wymieniony w opisie wymagań egzaminacyjnych. Warto także zwrócić uwagę na fakt, że poziom wykonania kolejnego **zadania 12.3.**, w którym zdający mieli wskazać, że w próbówce III przebiegła reakcja redoks i sól chromu(VI) pełniła w tej przemianie funkcję utleniacza, miał znacznie wyższy poziom wykonania, równy 61%.

Do zadań, których poziom wykonania był niższy od 20%, należą jeszcze trzy zadania: 3.2. (poziom wykonania – 19%), 8.1. (poziom wykonania – 17%) i 26. (poziom wykonania – 19%).

Zadanie 3.2. składało się z części zamkniętej i części otwartej. Najpierw zdający mieli wybrać – spośród czterech podanych – i napisać wzory tych drobin, które mogą łączyć się z chlorkiem boru (część zamknięta), a następnie wyjaśnić, dlaczego cząsteczki chlorku boru mają zdolność tworzenia wiązań z tymi drobinami (część otwarta). W wyjaśnieniu należało odwołać się do struktury elektronowej cząsteczki tego chlorku. Najczęściej popełnianym błędem było niewykonanie tego elementu polecenia. Część zdających poprawnie wybrała drobinę i napisała ich wzory, ale w wyjaśnieniu opisywała strukturę elektronową tych drobin zamiast struktury elektronowej cząsteczki BCl_3 (Przykłady 41. i 42.).

Przykład 41.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: Cl^- , NH_3

Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ

..... te drobinę zawierają w swej strukturze wolne pary elektronowe.

Przykład 42.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: NH_3 , Cl^-

Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ

Cząsteczki te posiadają wolne pary elektronowe dlatego mogą tworzyć wiązanie z chlorkiem boru.

Niektórzy zdający poprawnie wybrali drobinę i napisali ich wzory, ale w wyjaśnieniu błędnie odwołali się do struktury elektronowej cząsteczek chlorku boru, co ilustrują Przykłady 43. i 44.

Przykład 43.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: Cl^- , NH_3

Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ

Cząsteczki chlorku boru posiadają wolne pary elektronowe

Przykład 44.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: NH_3 , Cl^-

Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ

Cząsteczką BCl_3 też ma wolną parę elektronową, która może tworzyć wiązanie.

Jednak wielu zdających nie umiało poprawnie wskazać odpowiednich drobin: wybierali oni tylko cząsteczkę amoniaku (Przykład 45.) albo oprócz cząsteczki amoniaku – kation amonowy (Przykład 46.). W obu tych przykładach zdający sformułowali poprawne wyjaśnienie.

Przykład 45.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: NH_3

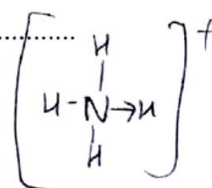
Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ

Atom boru nie ma oktetu elektronowego, dlatego w celu skompletowania swojej powłoki elektronowej musi przyjąć jeszcze dwa elektrony.

Przykład 46.

Z chlorkiem boru mogą łączyć się: NH_3 , NH_4^+

Cząsteczki chlorku boru mają zdolność do tworzenia wiązań z wybranymi drobinami, ponieważ



~~Powiadają, że nie mogą skompletować~~ atom boru może być akceptorem pary elektronowej, ponieważ nie ma oktetu elektronowego.

Zadanie 8.1. należało do wiązki poprzedzonej schematem przemian, jakim ulega miedź i jej związki. Dotyczyło tego fragmentu schematu, w którym przedstawiono otrzymywanie chlorku miedzi(II) w reakcji miedzi z nieznaną substancją A. Należało rozstrzygnąć, czy tą substancją może być kwas solny o stężeniu 10% masowych, a następnie uzasadnić swoją odpowiedź. W uzasadnieniu trzeba było odwołać się do właściwości miedzi i kwasu solnego. Ten zapisany w poleceniu warunek wskazywał na wymagany merytoryczny zakres odpowiedzi, ponieważ fakt, że miedź nie reaguje z kwasem solnym jest konsekwencją zarówno właściwości miedzi, jak i właściwości kwasu solnego: są takie metale, które reagują z kwasem solnym, i takie kwasy, z którymi miedź reaguje. Uzasadnienie powinno zatem zawierać – sformułowaną w dowolny poprawny sposób – informację, że miedź nie redukuje kationów wodorowych, oraz informację o tym, że aniony chlorkowe nie mają właściwości utleniających, co kwalifikuje kwas solny do tzw. kwasów nieutleniających. Najczęstszym uchybieniem w odpowiedziach maturzystów było pominięcie w uzasadnieniu części dotyczącej właściwości kwasu solnego. Przykłady 47. i 48. przedstawiają takie odpowiedzi. Zdający dokonali w nich poprawnego rozstrzygnięcia i w uzasadnieniu odwołali się do właściwości miedzi w sposób zaakceptowany w zasadach oceniania, ale pominieli właściwości kwasu solnego.

Przykład 47.

Rozstrzygnięcie: ..Nie.....

Uzasadnienie: Miedź jest ^{pod wodorem} niżej w szeregu elektrochemicznym metali. Co oznacza, że nie będzie ^{wodorem} wypierał z HCl i reakcja nie będziePrzykład 48.

Rozstrzygnięcie: Nie.....

Uzasadnienie: Miedź nie wypiera wodoru z roztworu kwasu, ponieważ w szeregu elektrochemicznym miedź leży pod wodorem.

Pominięcie właściwości kwasu solnego mogło być skutkiem nieuwagi, czy też pewnego rodzaju automatyzmu w rozwiązywaniu zadań wymagających porównania właściwości redukcyjnych metali i wodoru. Świadczy o nim wiele odpowiedzi, w których zdający, opisując właściwości miedzi, powoływali się na jej położenie względem wodoru w szeregu elektrochemicznym metali bez wytłumaczenia, co to oznacza (zgodnie z zasadami oceniania były one akceptowane). Niektóre odpowiedzi maturzystów wskazują też na to, że nie umieli oni poprawnie nazwać lub opisać tej właściwości kwasu solnego, która decyduje o jego niereagowaniu z miedzią. Byli tacy zdający, którzy powoływali się na fakt, że kwas solny jest kwasem mocnym (Przykład 49.), albo nazywali kwas solny „kwasem redukującym” (Przykład 50.)

Przykład 49.

Rozstrzygnięcie: ..NIE.....

Uzasadnienie: Miedź ma wyższy potencjał elektrochemiczny niż wodor, czyli: nie wyprze go z kwasu solnego, który ma wysoką stałą dysocjacji.

Przykład 50.

Rozstrzygnięcie: ..NIE.....

Uzasadnienie: ..Cu leży za wodorem w szeregu aktywności metali, dlatego nie reaguje z HCl, który jest kwasem redukującym (Cu jest słabszym utleniaczem niż reduktorem)

Z zapisanego w nawiasie ostatniego elementu powyższej odpowiedzi wynika też niezrozumienie pojęcia utleniacza i reduktora oraz formy utlenionej i formy zredukowanej. Odpowiedzi niejasnych, niezrozumiałych lub wskazujących na mylenie pojęć związanych z właściwościami redoks substancji było w przypadku **zadania 8.1.** więcej, co potwierdza Przykład 51. Wielu zdających nie odróżnia miedzi metalicznej od miedzi w formie związanej (przyjmującej dodatni stopień utlenienia). Zdający ci umieją dokonać poprawnego rozstrzygnięcia, ale braki i błędy w dalszej części ich odpowiedzi wskazują na

instrumentalne, to znaczy pozbawione rozumienia sensu fizycznego, podejście do posiadanych lub pozyskanych informacji.

Przykład 51.

Rozstrzygnięcie: Nie może być kwas solny.....

Uzasadnienie: Miedź ma większą potencjał niż kwas solny, więc łatwo będzie się redukować.....

Na koniec warto zaznaczyć, że część maturzystów popełniła w tym zadaniu błąd już na etapie rozstrzygnięcia, co ilustrują Przykłady 52.–54.

Przykład 52.

Rozstrzygnięcie: Tak.....

Uzasadnienie: Ponieważ miedź jest wypiera wodór z kwasów.....

Przykład 53.

Rozstrzygnięcie: TAK.....

Uzasadnienie: Miedź jest utleniaczem i reaguje z kwasami utleniającymi, którym jest HCl.....

Przykład 54.

Rozstrzygnięcie: Tak.....

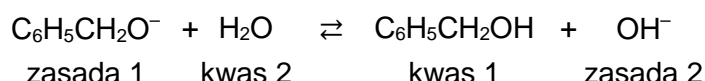
Uzasadnienie: Chociaż miedź jest metalem który nie reaguje. Także to słaby kwas HCl jest w stanie pnieagować z takimi metalami.....

Ostatnim zadaniem spośród tych, które sprawiły zdającym największą trudność, było **zadanie 26**. Razem z zadaniami 24. i 25. stanowiło ono wiązkę poświęconą węglowodorom aromatycznym i ich pochodnym, i poprzedzoną krótkim materiałem źródłowym, na który składała się charakterystyka toluenu i schemat dwóch przemian, jakim ulega ten związek i jego bromopochodna. Należało poprawnie zidentyfikować związek oznaczony na schemacie literą C – jako alkohol benzyłowy (fenylometanol), a następnie związek D – jako organiczny produkt powstający w reakcji tego alkoholu z sodem. **Zadanie 26**. było zadaniem zamkniętym, w którym zdający musieli wybrać trzy spośród trzech par przedstawionych odpowiedzi. Dotyczyły one hydrolizy związku D oraz właściwości kwasowo-zasadowych – w ujęciu teorii Brønsteda – anionu związku D. Pierwszy wybór na ogół nie sprawił zdającym trudności: poprawnie wskazywali, że związek D ulega hydrolizie. Większe trudności sprawił im trzeci element, czyli wybranie odpowiedzi, że w reakcji z wodą anion związku D pełni funkcję zasady Brønsteda, a największą – stwierdzenie, że ten anion jest zasadą mocniejszą niż anion wodorotlenkowy. Odpowiedzi, w których zdający błędnie wybierali odpowiedź w drugim nawiasie, było bardzo wiele (Przykład 55.).

Przykład 55.

Związek D (ulega / nie ulega) hydrolizie. Anion związku D jest (słabszą / mocniejszą) zasadą niż anion wodorotlenkowy i w reakcji z wodą pełni funkcję (kwasu / zasady) Brønsteda.

Warto zwrócić uwagę na tę odpowiedź, ponieważ była ona najczęstszą błędną odpowiedzią maturzystów, którzy uzyskali najwyższe wyniki całego egzaminu. Dla tej grupy zdających **zadanie 26.** okazało się najtrudniejsze w całym arkuszu. Maturzyści poprawnie identyfikowali związki C i D oraz anion związku D. Aby poprawnie porównać moc zasady OH^- (anion wodorotlenkowy) z mocą zasady $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{O}^-$ (anion związku D), należało rozważyć hydrolizę anionu związku D opisaną równaniem:



Zdający powinni zauważyć, że równowaga tej reakcji jest praktycznie całkowicie przesunięta w prawą stronę, ponieważ alkohole – w odróżnieniu od fenoli – nie ulegają reakcji pod wpływem wodnych roztworów wodorotlenków takich, jak NaOH czy KOH. Oznacza to, że w wodnym roztworze trwalsze są jony OH^- niż jony $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{O}^-$, więc jony $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{O}^-$ są mocniejszą zasadą Brønsteda niż jony OH^- . Można do tego samego wniosku dojść, zauważając, że kwas 1 ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$) jest słabszy od kwasu 2 (H_2O), więc sprzężona z nim zasada 1 jest mocniejsza od zasady 2.

Przykład 56. ilustruje odpowiedź, w której popełniono błędy w drugim i trzecim jej elemencie. Przedstawione powyżej równanie hydrolizy anionu związku D wskazuje, że w tej reakcji anion związku D jest akceptorem protonu, czyli zasadą Brønsteda.

Przykład 56.

Związek D (ulega / nie ulega) hydrolizie. Anion związku D jest (słabszą / mocniejszą) zasadą niż anion wodorotlenkowy i w reakcji z wodą pełni funkcję (kwasu / zasady) Brønsteda.

W tegorocznym arkuszu było zamieszczonych kilkanaście zadań, w których poleceniach wskazano, że w odpowiedzi zdający powinni uwzględnić określone elementy. Do takich zadań należały np. polecenia, w których trzeba było napisać równanie reakcji w określonej formie (cząsteczkowej, jonowej) czy z zastosowaniem wzorów półstrukturalnych (grupowych) związków organicznych, albo zadanie obliczeniowe, którego wynik końcowy należało w odpowiedni sposób zaokrąglić. Ponieważ takie wymagania formalne są stosowane w zadaniach egzaminacyjnych od lat, zdający są do nich przyzwyczajeni i raczej nieliczni je pomijają, choć rokrocznie są osoby, które z powodu zignorowania tych warunków tracą punkty za swoje odpowiedzi. Przykładem takiego zadania w tym roku było **zadanie 1.2.** (poziom wykonania – 34%), w którym trzeba było przedstawić fragment konfiguracji elektronowej opisujący rozmieszczenie elektronów walencyjnych na podpowłokach w atomie (w stanie podstawowym) arsenu. Ponadto należało zastosować schemat klatkowy. O ile zdecydowana większość zdających w odpowiedzi wykorzystała zapis graficzny, o tyle zaskakująco wielu maturzystów podało rozmieszczenie wszystkich elektronów (nie tylko walencyjnych) – z zastosowaniem symbolu helowca lub pełny zapis konfiguracji. Można przypuszczać, że to uchybienie najczęściej było skutkiem nieuwagi, ale niektóre odpowiedzi

wskazywały na problemy ze zidentyfikowaniem elektronów walencyjnych w atomach opisanego pierwiastka.

W kilku zadaniach, w których należało uzasadnić rozstrzygnięcie albo wybór, lub wyjaśnić przedstawioną zależność, w poleceniach wskazano, jaki element albo elementy powinna zawierać odpowiedź. Przykładami mogą tu być **zadania 3.2. i 8.1.**, które okazały się jednymi z najtrudniejszych i zostały szczegółowo omówione w tej części *Sprawozdania*. Warto jednak w tym miejscu ponownie zwrócić uwagę, że na niski poziom wykonania tych zadań wpływ miało pominięcie jakiegoś warunku spośród zawartych w poleceniu, to znaczy nieodwołanie się do określonych cech opisywanych substancji albo ich cząsteczek. Trzeba podkreślić, że bez odniesienia do tych cech uzasadnienie czy wyjaśnienie byłoby niekompletne, zatem warunki sformułowane w poleceniu wskazywały zdającemu zakres merytoryczny poprawnej odpowiedzi. Warto także zadać pytanie, czy tak częste pomijanie któregoś z wymaganych elementów było wyłącznie konsekwencją braku uwagi, czy może maturzyści mieli merytoryczne problemy z uwzględnieniem tego elementu. Z pewnością jedną z przyczyn był pewien „automatyzm” w podejściu do zadań: zdający byli przyzwyczajeni do typowych – związanych z danym zagadnieniem – poleceń, których wiele rozwiązywali podczas nauki, więc gdy na egzaminie mieli do czynienia z tym zagadnieniem, mogli nie przeczytać wystarczająco uważnie całego polecenia i nie uwzględnić wymaganego elementu w swojej odpowiedzi.

Opisany „automatyzm” skutkował brakiem precyzji i błędami merytorycznymi. Przykładem może być **zadanie 14.1.** (poziom wykonania – 45%), w którym wielu zdających zamiast symboli metali zapisywało wzory kationów (Przykład 57.):

Przykład 57.

Najsłabszy reduktor: X^+ Najsilniejszy reduktor: Z^{3+}

Autorzy takich odpowiedzi umieli porównać – na podstawie opisu doświadczenia – właściwości redukujące metali, ale nie odróżnili ich formy utlenionej (kationy) od formy zredukowanej. Innym przykładem ignorowania części polecenia i braku precyzji w formułowaniu odpowiedzi jest **zadanie 21.2.** (poziom wykonania – 30%). Trzecim elementem odpowiedzi było napisanie wzoru półstrukturalnego (grupowego) fragmentu polimeru utworzonego z dwóch cząsteczek monomeru. Większość zdających pominęła warunek określony w poleceniu i zapisała wzór polimeru utworzonego z n cząsteczek monomeru (Przykład 58.):

Przykład 58.

Wzór fragmentu polimeru: $[CF_2 - CF_2]_n$

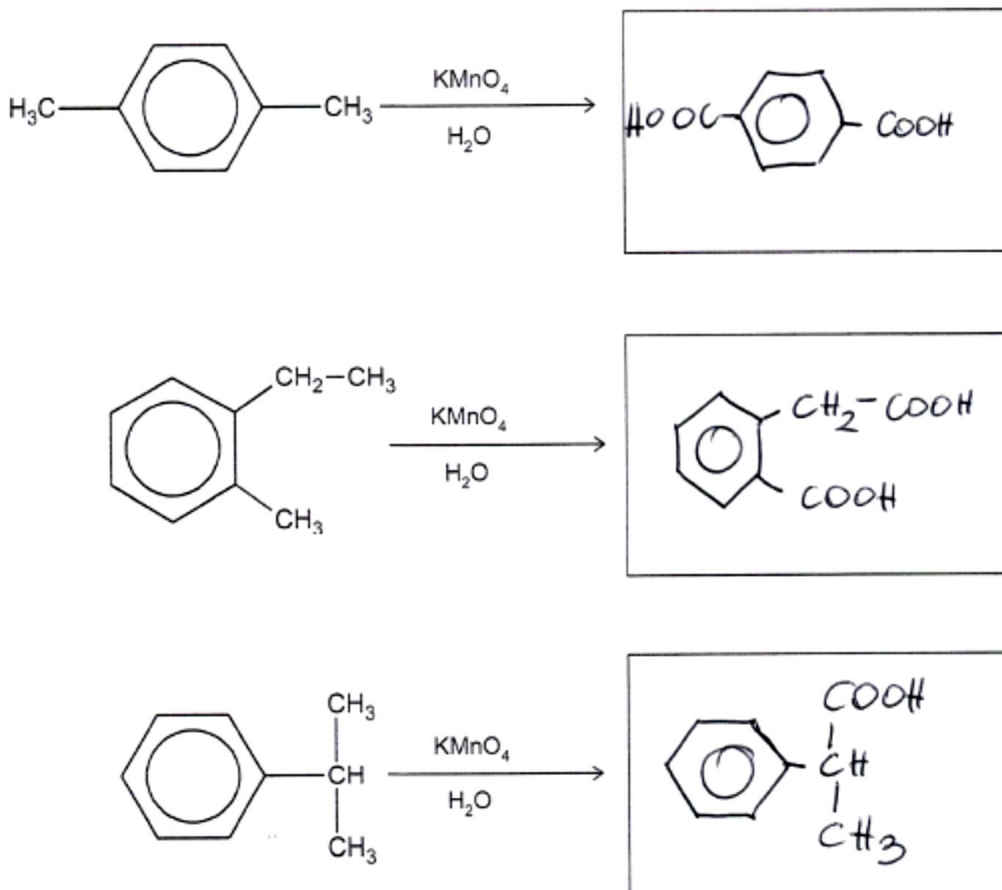
albo wzór fragmentu polimeru utworzonego z jednej cząsteczki tetrafluoroetenu:

Przykład 59.

Wzór fragmentu polimeru: $\left[\begin{array}{c} F \\ | \\ C - C \\ | \quad | \\ F \quad F \end{array} \right]_n$

Pobieżność w czytaniu i analizowaniu informacji oraz polecenia miała wpływ na ocenę odpowiedzi do **zadania 28**. (poziom wykonania – 25%). Należało w nim uzupełnić – przez napisanie wzoru organicznego produktu – trzy schematy utleniania alkilowych pochodnych benzenu. W przypadku tego zadania zwraca uwagę fakt, że najmniejszą trudność sprawiło uzupełnienie pierwszego schematu, a uzupełnienie dwóch następnych okazało się dla zdających o wiele trudniejsze (Przykład 60.).

Przykład 60.



Trudno wytłumaczyć popełnione przez zdających błędy, ponieważ w informacji do zadania było napisane, że „każda grupa alkilowa ulega utlenieniu aż do momentu, gdy powstanie z niej grupa karboksylowa związana bezpośrednio z pierścieniem aromatycznym”.

Bezrefleksyjne stosowanie wyuczonych algorytmów było też widoczne w podejściu do problemów obliczeniowych. Przykładem mogą być niektóre rozwiązania zadania 15. Należało w nim obliczyć pH roztworu kwasu azotowego(V), który otrzymano po zmieszaniu z wodą destylowaną bardziej stężonego roztworu tego kwasu. Aby móc rozwiązać zadanie, trzeba było obliczyć liczbę moli HNO_3 . W informacji do zadania podana była objętość, gęstość i stężenie procentowe (w procentach masowych) początkowego roztworu kwasu (użytego do rozcieńczenia). Wielu zdających najpierw przeliczało stężenie procentowe tego roztworu na stężenie molowe, a dopiero na tej podstawie obliczało liczbę moli kwasu. Ponadto część zdających w dalszych obliczeniach wykorzystywała wartość stałej dysocjacji kwasu azotowego(V) odczytaną z tablic. Te osoby nie zauważyły, że ten kwas jest zaliczany do kwasów mocnych, więc można przyjąć, że stężenie jonów H^+ jest równe stężeniu kwasu. Niektórzy próbowali zastosować uproszczone wyrażenie na stałą dysocjacji, byli też tacy, którzy najpierw obliczali stopień dysocjacji i – mimo że otrzymywali wynik w przybliżeniu

równy 1 – nie wyciągnęli z tego wniosku co do dalszych etapów rozwiązania. Innym przykładem rozwiązywania zadań rachunkowych bez refleksji nad wiarygodnością i sensem uzyskanych wyników było zadanie 23., dokładnie omówione w tej części *Sprawozdania*. Niektórzy zdający podczas próby rozwiązania tego zadania dokonywali takich zaokrągleń wyników pośrednich, że uzyskiwali wyniki sprzeczne z opisem doświadczenia, np. świadczące o tym, że w badanej mieszaninie gazów w ogóle nie było etanu.

Wiele zadań zawartych w tegorocznym arkuszu egzaminacyjnym wymagało przedstawienia toku rozumowania: dotyczyło to nie tylko zadań obliczeniowych, ale także tych wszystkich poleceń, w których należało sformułować uzasadnienie i wyjaśnienie. Niestety w bardzo wielu odpowiedziach i rozwiązaniach zdający nie przedstawili w wystarczający sposób swojego toku rozumowania. Ich odpowiedzi były lakoniczne, niejednoznaczne, zawierały uproszczenia i skróty myślowe. W rozwiązaniach zadań rachunkowych niewiadome (wielkości szukane) nie były opisane. Często tym samym symbolem x oznaczone były różne niewiadome – obliczane w kolejnych etapach rozwiązania. W wielu przypadkach na podstawie zapisu rozwiązania nie można było wywnioskować, co jest – zdaniem jego autora – wynikiem końcowym.

Wnioski

Do tegorocznego egzaminu maturalnego z chemii przystąpiło w województwie mazowieckim 4 125 tegorocznych absolwentów. Wyniki egzaminu były zróżnicowane i obejmowały całą skalę punktów. Około 13% osób przystępujących do egzaminu uzyskało wynik co najmniej 75%, ale aż prawie połowa zdających otrzymała co najwyżej 30% możliwych do uzyskania punktów. Można zatem stwierdzić, że stopień przygotowania maturzystów do egzaminu był bardzo zróżnicowany. Część tegorocznych absolwentów bardzo dobrze przygotowała się do egzaminu. Niektóre prace były wręcz wybitne, a odpowiedzi i rozwiązania formułowane przez ich autorów charakteryzowały się całkowitą poprawnością merytoryczną, przejrzystością, były spójne logicznie i uwzględniały wszystkie warunki sformułowane w poleceniach. Jednak zdecydowana większość absolwentów podczas rozwiązywania zadań zawartych w arkuszu egzaminacyjnym popełniła błędy merytoryczne lub nie spełniła warunków formalnych, spośród których najczęstsze zostały omówione w poprzednich częściach *Sprawozdania*. Przeanalizowanie uchybień merytorycznych i niedoskonałości formalnych może być pomocne w przygotowaniu do egzaminu w następnych latach.

Analiza popełnionych błędów podczas tegorocznego egzaminu prowadzi do wniosku, że zdającym największą trudność sprawia:

- 1) właściwa analiza informacji opisujących dany proces lub zjawisko; dostrzeżenie zależności między prezentowanymi faktami i umiejętność zastosowania podanych informacji do rozwiązania problemu, w tym problemu obliczeniowego
- 2) rozwiązywanie problemów, które wymagają kilku etapów działania
- 3) rozwiązywanie problemów ujętych w sposób nietypowy
- 4) ocena wiarygodności uzyskanych wyników
- 5) formułowanie wypowiedzi argumentacyjnej, takiej jak wyjaśnienie lub uzasadnienie, przedstawienie związku przyczynowo-skutkowego, logiczne opisanie relacji między przyczyną i skutkiem
- 6) znajomość właściwości substancji wymienionych w opisie wymagań egzaminacyjnych, w tym zapisywanie równań reakcji ilustrujących typowe właściwości tych substancji
- 7) interpretacja stechiometrii reakcji chemicznej i stechiometrii wzoru
- 8) wykonywanie prostych i złożonych działań matematycznych oraz działania na jednostkach
- 9) stosowanie poprawnej terminologii i notacji chemicznej, staranność w pisaniu wzorów półstrukturalnych (grupowych) związków organicznych
- 10) posługiwanie się całością zdobytej wiedzy chemicznej
- 11) uwzględnienie wszystkich warunków zawartych w poleceniu
- 12) przedstawienie toku rozumowania tak, aby był zrozumiały dla osoby, która czyta, analizuje i ocenia rozwiązanie lub odpowiedź.

Przygotowując się do egzaminu, warto poświęcić czas na ćwiczenie umiejętności formułowania wypowiedzi słownych, dobierania argumentów, dostrzegania zależności przyczynowo-skutkowych, opisywania mechanizmu, który powoduje, że dana przyczyna

wywołuje dany skutek. Ważną umiejętnością jest także biegłe posługiwanie się językiem symboli, wzorów i równań chemicznych oraz językiem wyrażeń matematycznych. Trzeba pamiętać, że w tych „językach” każdy znak i jego pozycja zawierają określoną informację. Warto również zwrócić uwagę na ćwiczenie biegłości rachunkowej oraz zdolności oceny, czy uzyskany wynik jest prawdopodobny, i rozumienia, co on oznacza. Równie ważne jest rozumienie sensu wielkości i pojęć, którymi się posługujemy, oraz formułowanych opinii, a także umiejętność weryfikowania poprawności własnych sądów. Należy również poświęcić uwagę kształceniu umiejętności przedstawiania toku rozumowania tak, aby odpowiedź lub rozwiązanie były zrozumiałe dla egzaminatora.