

<i>Rodzaj dokumentu:</i>	Sprawozdanie za rok 2020 województwo zachodniopomorskie
<i>Egzamin:</i>	Egzamin maturalny
<i>Przedmiot:</i>	Chemia
<i>Poziom:</i>	Poziom rozszerzony
<i>Termin egzaminu:</i>	Termin główny – czerwiec 2020 r.
<i>Data publikacji dokumentu:</i>	30 października 2020 r.

Opracowanie

Aleksandra Grabowska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)
Jolanta Baldy (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna we Wrocławiu)
dr Michał Kobyłka (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna we Wrocławiu)
Beata Kupis (Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Łodzi)

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

Opracowanie dla województwa zachodniopomorskiego

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Poznaniu
Damian Krawczyk
Anna Sperling
Andrzej Popiół
Michał Pawlak

Centralna Komisja Egzaminacyjna
ul. Józefa Lewartowskiego 6, 00-190 Warszawa
tel. 022 536 65 00, fax 022 536 65 04
e-mail: sekretariat@cke.gov.pl
www.cke.gov.pl

Spis treści

Opis arkusza maturalnego	4
Dane dotyczące populacji zdających	4
Przebieg egzaminu	5
Podstawowe dane statystyczne	6
Komentarz	16
Wnioski i rekomendacje	57

Opis arkusza egzaminu maturalnego

Arkusz egzaminacyjny z chemii składał się z 40 zadań otwartych i zamkniętych, spośród których pięć składało się z dwóch części, a jedno – z trzech części sprawdzających różne umiejętności. Łącznie w arkuszu znalazło się 51 poleceń różnego typu, które sprawdzały wiadomości oraz umiejętności w trzech obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji (9 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 10 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (15 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 22 punkty) oraz opanowanie czynności praktycznych (4 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 4 punkty). 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 (13 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 14 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów oraz opanowanie czynności praktycznych (3 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 3 punkty) oraz wykorzystanie i tworzenie informacji i opanowanie czynności praktycznych (3 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać 3 punkty). Cztery polecenia w arkuszu sprawdzały umiejętności we wszystkich trzech obszarach, a za ich rozwiązanie można było otrzymać 4 punkty.

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.

Dane dotyczące populacji zdających

TABELA 1. ZDAJĄCY ROZWIĄZUJĄCY ZADANIA W ARKUSZU STANDARDOWYM*

Liczba zdających		842
Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym	z liceów ogólnokształcących	771
	z techników	71
	ze szkół na wsi	4
	ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców	92
	ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców	264
	ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców	482
	ze szkół publicznych	798
	ze szkół niepublicznych	44
	kobiety	577
	mężczyźni	265
	bez dysleksji rozwojowej	748
	z dysleksją rozwojową	94

* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

Z egzaminu zwolniono 3 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	2
	słabowidzący	0
	niewidomi	0
	słabosłyszący	2
	niełyszący	0
	Ogółem	4

Przebieg egzaminu

TABELA 3. INFORMACJE DOTYCZĄCE PRZEBIEGU EGZAMINU

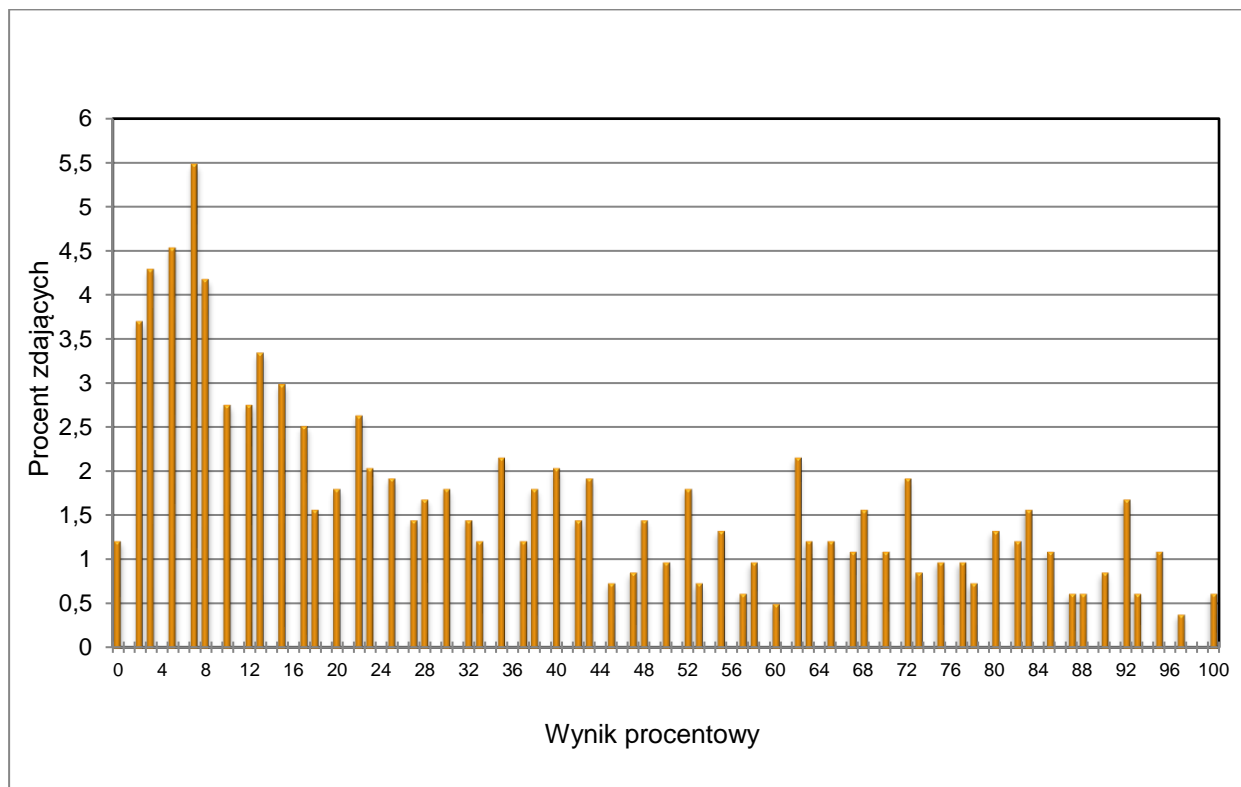
Termin egzaminu		17 czerwca 2020	
Czas trwania egzaminu dla arkusza standardowego		180 minut	
Liczba szkół		88	
Liczba zespołów egzaminatorów		2	
Liczba egzaminatorów		33	
Liczba obserwatorów ¹ (§ 8 ust. 1)		0	
Liczba unieważnień ²	art. 44zzv pkt 1	stwierdzenia niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez 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	stwierdzenie naruszenia przepisów dotyczących przeprowadzenia egzaminu maturalnego	0
	art. 44zzy ust. 10	niemożność ustalenia wyniku (np. zaginięcie karty odpowiedzi)	0
	Liczba wglądów ² (art. 44zzz)		151

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

² Ustawa o systemie oświaty (tekst jedn. Dz.U. z 2020 r. poz. 1327).

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	842	0	100	28	7	36	29
w tym:							
z liceów ogólnokształcących	771	0	100	33	7	39	28
z techników	71	0	28	5	2-7(3)	6	6

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

Poziom wykonania zadań

TABELA 5. POZIOM WYKONANIA ZADAŃ

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.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2.4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego [...]; 2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.	64
1.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia [...]; 6.4) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów. 2. Wewnętrzna budowa materii (G). Zdający: 2.12) [...] odczytuje z układu okresowego wartościowość [...] dla pierwiastków grup: [...] 15. [...] (względem [...] wodoru); 2.14) ustala dla prostych związków dwupierwiastkowych [...] wzór sumaryczny na podstawie wartościowości.	39
1.3.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2.2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 2.3) zapisuje konfiguracje elektronowe [...] jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach [...].	39
2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne [...]) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych [...].	29
3.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający: 2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. 7. Metale. Zdający: 7.1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali [...]; 7.3) analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali [...]. 8. Niemetale. Zdający: 8.1) opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach [...].	31

4.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.2) stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane) [...]. 7. Metale. Zdający: 7.1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego.	23
4.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	7. Metale. Zdający: 7.1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego. 2. Wewnętrzna budowa materii (G). Zdający: 2.11) porównuje właściwości związków kowalencyjnych i jonowych [...].	22
5.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych; 3.6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach.	23
6.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy [...] w formie cząsteczkowej [...]. 8. Nietmetale. Zdający: 13.10) zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków [...].	79
7.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Woda i roztwory wodne (G). Zdający: 5.6) prowadzi obliczenia z wykorzystaniem pojęć: [...] gęstość [...]. 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra).	51
8.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.5) dokonuje interpretacji [...] ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym [...]. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej).	36

9.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Woda i roztwory wodne (G). Zdający: 5.6) prowadzi obliczenia z wykorzystaniem pojęć: [...] masa substancji, masa rozpuszczalnika, masa roztworu [...]. 1. Materiały i tworzywa pochodzenia naturalnego (P). Zdający: 1.5) zapisuje wzory hydratów i soli bezwodnych [...]. IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane [...] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].	25
10.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.3) stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny [...] do opisu efektów energetycznych przemian; 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian [...] ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	44
11.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 6.3) wskazuje utleniacz, reduktor [...].	52
12.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	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 i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji.	45
13.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej [...];	39
13.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.10) pisze równania reakcji: zobojętniania [...] w formie [...] jonowej (pełnej i skróconej).	49

14.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi [...]; 4.9) interpretuje wartości [...] pH [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe; 5.7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...] substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych [...].	24
14.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem [...] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe.	24
15.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	5. Roztwory i reakcje w roztworach wodnych. Zdający: 5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać [...] sole. 7. Metale. Zdający: 7.3) analizuje [...] właściwości [...] chemiczne metali [...].	53
16.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) [...].	16
17.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	7. Metale. Zdający: 7.5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z [...] roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali; 7.6) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].	32
17.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	7. Metale. Zdający: 7.5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z [...] roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali. 3. Reakcje chemiczne (G). Zdający: 3.2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...].	28
18.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki [...]. 6. Kwasy i zasady (G). Zdający: 6.3) planuje [...] doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodorotlenek [...].	37

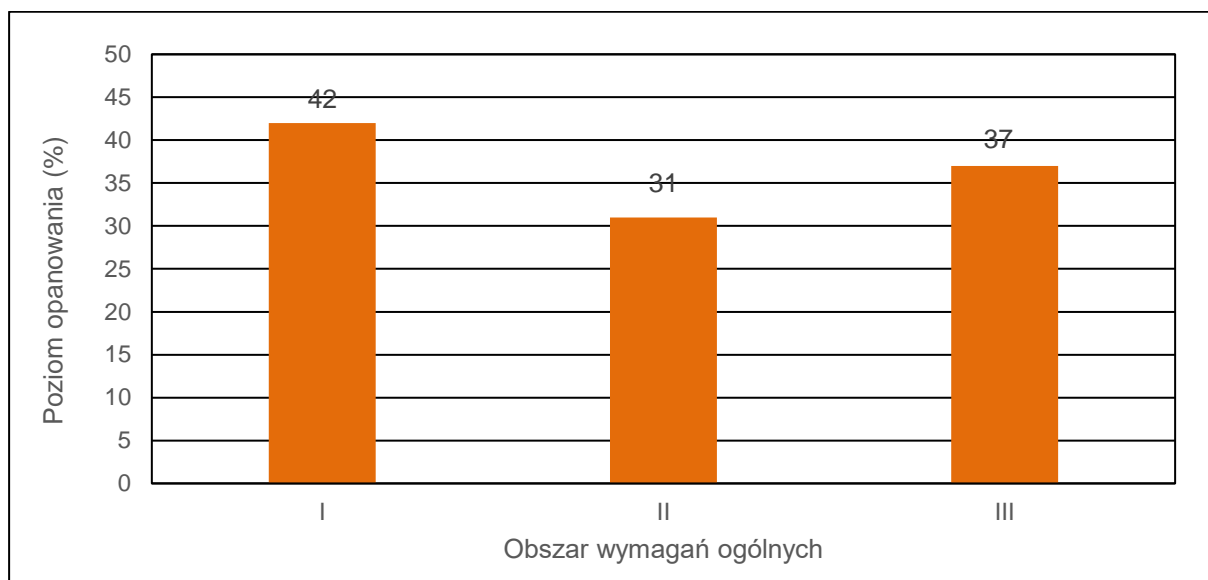
18.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać [...] wodorotlenki i sole. 7. Metale. Zdający: 7.4) [...] planuje [...] doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że [...] wodorotlenek [...] wykazuje charakter amfoteryczny.	39
19.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.9) [...] bada odczyn roztworu; 5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] sole. 8. Niemetale. Zdający: 8.12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec [...] soli kwasów o mniejszej mocy [...] planuje [...] odpowiednie doświadczenia [...].	47
20.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów [...] zgodnie z teorią Brönsteda–Lowry'ego. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.8) uzasadnia [...] przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli; 5.9) [...] bada odczyn roztworu.	43
21.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	8. Niemetale. Zdający: 8.12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec [...] soli kwasów o mniejszej mocy [...] planuje [...] odpowiednie doświadczenia [...]; ilustruje je równaniami reakcji.	23
22.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9. Węglowodory. Zdający: 9.1) podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych; 9.7) opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: [...] podstawianie (substytucja) atomu [...] wodoru przez atom [...] bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji).	42
23.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	9. Węglowodory. Zdający: 9.5) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów [...] położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych [...]; 9.8) [...] przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne) [...].	35
23.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.		46

24.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	9. Węglowodory. Zdający: 9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja): [...] H ₂ O; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne) [...];	42
24.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji [...] addycji [...].	29
25.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (<i>sp</i> , <i>sp</i> ² , <i>sp</i> ³) w prostych cząsteczkach związków [...] organicznych. 9. Węglowodory. Zdający: 9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja): [...] Br ₂ [...]; 9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji [...]; 9.15) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych [...] reakcje z [...] Br ₂ wobec katalizatora lub w obecności światła [...].	28
26.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: [...] stała równowagi [...]; 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry`ego; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, p <i>K</i> _w . 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin [...].	32
27.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) [...] zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia związane z [...] zastosowaniem pojęcia stężenie [...] molowe; 5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.	23
27.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi [...]; 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian [...] stężenia reagentów [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.	23

28.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.5) stosuje zasady bilansu elektronowego – doбира współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej). 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.4) zapisuje równania reakcji otrzymywania [...] amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku redukcji nitrobenzenu).	32
29.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.4) zapisuje równania reakcji otrzymywania amin [...] aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku redukcji nitrobenzenu).	50
30.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	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; 6.3) wskazuje utleniacz, reduktor [...] w podanej reakcji redoks.	41
31.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Zdający: 10.8) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia [...] formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu [...].	40
32.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.11) opisuje właściwości [...] aminokwasów [...]; 14.13) [...] wskazuje wiązanie peptydowe [...].	38
33.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania ([...] wodorowe [...]) na właściwości substancji [...] organicznych. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: [...] stała równowagi [...]; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji [...].	42
34.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	2. Chemia środków czystości (P). Zdający: 2.2) [...] zaznacza fragmenty hydrofobowe i hydrofilowe we wzorach cząsteczek substancji powierzchniowo czynnych.	23
35.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	16. Cukry. Zdający: 16.3) [...] rysuje wzory tłaflowe (Hawortha) glukozy [...]; 16.6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe [...].	41

35.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	16. Cukry. Zdający: 16.3) [...] rysuje wzory tawlowe (Hawortha) glukozy [...]; 16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy; 16.6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe [...]; 16.7) wyjaśnia, dlaczego [...] sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących.	20
36.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	12. Kwasy karboksylowe. Zdający: 12.5 zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są: [...] estry) [...]; 12.10) opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu [...] salicylowego[...].	27
37.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra); 1.2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych ([...] organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach); 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych.	23
38.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Zdający: 10.2) rysuje wzory [...] półstrukturalne [...] alkoholi polihydroksylowych [...]. 12. Kwasy karboksylowe. Zdający: 12.1) [...] rysuje wzory [...] półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych [...].	12
39.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.14) tworzy wzory [...] peptydów [...], rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów [...] w cząsteczkach [...] peptydów.	45
40.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.11) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów [...]. 15. Białka. Zdający: 15.4) planuje [...] doświadczenie [...] (reakcja [...] ksantoproteinowa).	51

WYKRES 2. POZIOM WYKONANIA ZADAŃ W OBSZARZE WYMAGAŃ OGÓLNYCH



Komentarz

Analiza jakościowa zadań

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

Arkusz na tegorocznym egzaminie maturalnym z chemii zawierał 51 zadań (poleceń). Wśród nich nie było zadań bardzo łatwych, a tylko jedno okazało się łatwe. Większość zadań była trudna albo umiarkowanie trudna, zaś dwa zadania okazały się bardzo trudne.

Zadania, z którymi zdający poradzili sobie najlepiej

Najwyższy poziom wykonania, równy 79%, uzyskało zadanie 6. – drugie z wiązki trzech zadań poprzedzonych informacją o wybranych właściwościach fizycznych fosgenu (temperaturze topnienia i wrzenia pod ciśnieniem 1000 hPa) oraz opisem przebiegu reakcji fosgenu z wodą (hydrolizy fosgenu), której produktami są tlenek węgla(IV) i chlorowodór. Zadanie wymagało napisania równania hydrolizy opisanego związku. Cztery piąte zdających umiało na podstawie zamieszczonego opisu napisać równanie reakcji fosgenu z wodą.

Kolejnym pod względem łatwości zadaniem było zadanie 1.1. (poziom wykonania – 64%), w którym należało podać symbole dwóch pierwiastków, napisać numer grupy, w której się znajdują w układzie okresowym, i podać symbol bloku konfiguracyjnego każdego z nich. Aby wykonać zadanie, zdający musieli wykorzystać informację wprowadzającą, w której podano dla jednego z pierwiastków konfigurację elektronową atomu w stanie wzbudzonym, a dla drugiego – łączną liczbę elektronów na ostatniej powłoce i na jednej z podpowłok. Dodatkowo podano informację dotyczącą przyjmowania w związkach chemicznych przez te pierwiastki takiego samego maksymalnego stopnia utlenienia. Najczęściej zdający błędnie interpretowali informację dotyczącą zapisu konfiguracji atomu pierwiastka w stanie wzbudzonym i zamiast fosforu wskazywali siarkę.

Z tej samej informacji maturzyści korzystali przy rozwiązywaniu zadania 1.2. i 1.3, które z zadaniem 1.1. stanowiły wiązkę zadań. W zadaniu 1.2. należało zapisać wzór wodorku jednego ze zidentyfikowanych w zadaniu 1.1. pierwiastków (fosforu) oraz podać maksymalny stopień utlenienia, jaki przyjmują oba zidentyfikowane pierwiastki – fosfor i wanad. O ile w zadaniu 1.1. z informacji skorzystało poprawnie 64% zdających, to ze wskazaniem maksymalnego stopnia utlenienia oraz zapisaniem wzoru wodorku fosforu poradziło sobie już tylko 39% maturzystów. Najczęściej popełnianym błędem był zapis wzoru wodorku fosforu jako HP lub PH₅. Wiele zdających wskazywało ponadto, że maksymalny stopień utlenienia fosforu i wanadu równa się III.


Podobny poziom wykonania, bo 39%, miało trzecie zadanie z tej wiązki. Przy odpowiedzi na polecenie do zadania 1.3. wystarczyło skorzystać tylko z jednej z trzech podanych informacji wprowadzających – dotyczącej łącznej liczby elektronów na ostatniej powłoce i podpowłoce 3d atomu pierwiastka w stanie podstawowym. Należało zapisać konfigurację elektronową jonu dwudodatniego tak opisanego atomu. Nie wszyscy zdający, którzy dobrze zidentyfikowali oba pierwiastki w zadaniu 1.1., poradzili sobie z rozwiązaniem tego zadania. Byli też tacy maturzyści,

k którzy tylko w poleceniu 1.3. udzielili poprawnej odpowiedzi. Najczęściej zdający przy zapisie pełnej konfiguracji elektronowej w stanie podstawowym jonu V^{2+} , z konfiguracji atomu wanadu w stanie podstawowym usuwali dwa elektrony z podpowłoki 3d zamiast z podpowłoki 4s. W nielicznych pracach pojawiał się zapis konfiguracji atomu wanadu w stanie podstawowym, a nie jego jonu. Warto zauważyć, że w omawianej wiązce zadań poziom wykonania pierwszego polecenia znacznie różnił się od poziomu wykonania kolejnych dwóch poleceń i wynosił 64% dla pierwszego oraz 39% dla drugiego i trzeciego. Można zatem stwierdzić, że większość maturzystów potrafiła zidentyfikować opisane pierwiastki, ale znaczna grupa zdających miała problemy z wnikliwą analizą podanych informacji oraz interpretacją informacji wynikających z położenia pierwiastków w układzie okresowym.

Zadania, z którymi zdający poradzili sobie najłabiej

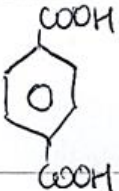
Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się zadanie 38., którego poziom wykonania wyniósł 12%. Zdający na podstawie podanego w informacji wzoru polimeru PET, poli(tereftalanu) etylenu, mieli napisać wzory półstrukturalne (grupowe) kwasu i alkoholu, z którego można otrzymać ten polimer. Maturzyści powinni zauważyć, że związek ten należy do grupy poliestrów i w wyniku hydrolizy występujących w nim wiązań estrowych powstanie kwas dikarboksylowy (kwas 1,4-benzenodikarboksylowy) i alkohol dihydroksylowy (etano-1,2-diol). Większość zdających umiała poprawnie napisać wzór półstrukturalny (grupowy) kwasu, natomiast identyfikując alkohol, popełniała błąd i zapisywała niepoprawny jego wzór. Często w odpowiedziach zdających pojawiał się wzór alkoholu monohydroksylowego – etanolu, zamiast dihydroksylowego – glikolu etylenowego (Przykład 1.).

Przykład 1.

Wzór kwasu	Wzór alkoholu
	$CH_3 - CH_2 - OH$

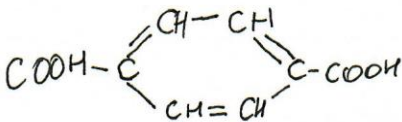
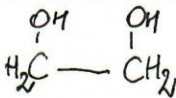
W wielu pracach maturzyści zapisywali wzór nietrwałego nienasyconego alkoholu – etenolu (Przykład 2.). Można przypuszczać, że autorzy takiej odpowiedzi błędnie przyjęli, że poli(tereftalan) etylenu powstaje w procesie polimeryzacji, a nie w procesie polikondensacji.

Przykład 2.

Wzór kwasu	Wzór alkoholu
	$H_2C = CH - OH$

Zdarzały się również odpowiedzi, w których maturzyści poprawnie identyfikowali kwas 1,4-benzenodikarboksylowy, ale błędnie zapisywali jego wzór półstrukturalny – niepoprawnie łączyli grupę karboksylową z pierścieniem benzenowym (Przykład 3.).

Przykład 3.

Wzór kwasu	Wzór alkoholu
	

Zadaniem bardzo trudnym okazało się również zadanie 16. (poziom wykonania 16%). Było ono zadaniem rachunkowym. Wymagało obliczenia w procentach masowych zawartości tlenu wapnia w mieszaninie otrzymanej po prażeniu szczawianu wapnia. Podczas tego procesu zachodziły dwie reakcje. Najpierw szczawian wapnia całkowicie rozłożył się do węglanu wapnia i tlenu węgla(II), następnie z węglanu wapnia zaczął powstawać tlenek wapnia i tlenek węgla(IV). Proces prażenia przerwano, gdy węglan wapnia nie rozłożył się jeszcze całkowicie. Zatem w skład mieszaniny poreakcyjnej wchodził tlenek wapnia i węglan wapnia. Maturzystom największą trudność sprawiło zrozumienie przebiegu opisanych procesów oraz ich ilościowa interpretacja. Już na etapie analizy wstępnej zdający powinni zauważyć, że w mieszaninie poreakcyjnej nie ma szczawianu wapnia, ponieważ uległ on całkowicie rozkładowi w reakcji pierwszej, a to powinno pozwolić im obliczyć masę CaCO_3 i CO , które w wyniku tej reakcji powstały. Również po uwzględnieniu stechiometrii reakcji rozkładu CaCO_3 powinni wnioskować, że w reakcji tej powstała taka sama liczba moli CaO i CO_2 i obliczyć masę tlenu wapnia. Na podstawie masy wziętego do reakcji szczawianu wapnia i masy wydzielonych w obu procesach gazów (CO i CO_2) maturzyści powinni obliczyć masę mieszaniny poreakcyjnej. Dokładna analiza typowych błędów popełnianych przez maturzystów, którzy podjęli się rozwiązania tego zadania, zostanie wraz z przykładami omówiona w dalszej części tego opracowania.

Zadanie 35.2. (poziom wykonania – 20%) stanowiło drugie polecenie w zadaniu 35., w którym najpierw w informacji wprowadzającej opisano i przedstawiono – w projekcji Hawortha – wzory anomerów α i β D-glukopiranozy, a następnie w zadaniu 35.1. opisano sposób tworzenia cząsteczki trehalozy i przedstawiono jej wzór w projekcji Hawortha. W zadaniu tym należało określić, z jakiego anomeru D-glukopiranozy (α czy β) powstały oznaczone jednostki glukozowe w cząsteczce trehalozy, oraz podać numery atomów węgla, pomiędzy którymi występuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce tego disacharydu. 41% zdających wykonało to zadanie poprawnie i uzyskało 1 punkt. Zadanie 35.2. było poprzedzone opisem doświadczenia (w formie tekstu i schematu), w którym w dwóch probówkach umieszczono wodny roztwór trehalozy. Następnie do próbki I dodano zalkalizowaną zawiesinę wodorotlenku miedzi(II) i zawartość próbki ogrzano, a do próbki II wprowadzono kwas solny i zawartość próbki także ogrzano. Po chwili zawartość próbki II ostudzono, zobojętniono, dodano zalkalizowaną zawiesinę wodorotlenku miedzi(II) i ponownie ogrzano. Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należało najpierw rozstrzygnąć, czy końcowy efekt doświadczenia był taki sam w obu probówkach, a potem uzasadnić swoją odpowiedź, przy czym w uzasadnieniu trzeba było odnieść się do budowy cząsteczki trehalozy oraz konsekwencji reakcji, która zaszła w próbce II pod wpływem kwasu solnego.

Nieliczna grupa maturzystów uzyskała za rozwiązanie tego zadania 1 punkt, co oznacza, że w swoim uzasadnieniu zdający ci nie popełnili błędów merytorycznych oraz uwzględnili opisane warunki polecenia. Liczniejsza grupa absolwentów nie uzyskała punktu za rozwiązanie tego zadania. Byli wśród tej grupy tacy, którzy w ogóle nie podjęli próby

rozwiązania tego zadania. Byli także tacy, którzy formułowali swoją odpowiedź, ale bardzo często nie spełniała ona warunków zadania albo zawierała skróty myślowe i uproszczenia lub błędy merytoryczne. Rozwiązując zadanie, zdający często dokonywali poprawnego rozstrzygnięcia, jednak w sformułowanym uzasadnieniu odwoływali się do właściwości trehalozy, a nie do budowy jej cząsteczki, czyli np. do informacji, że oba anomeryczne atomy węgla uczestniczą w wiązaniu glikozydowym i grupa aldehydowa w żadnej jednostce glukozowej nie może ulec odtworzeniu bez rozpadu tego wiązania (Przykład 4.).

Przykład 4.

Rozstrzygnięcie: *Był inny efekt*

Uzasadnienie: *Trehalozia jest disacharydem, który nie ulega reakcji z odczynnikiem Trommera. Natomiast ulega hydrolizie, a glukoza - produkt hydrolizy, daje pozytywny wynik próby Trommera.*

Zdarzały się także takie rozwiązania, w których zdający dokonywali poprawnego rozstrzygnięcia, jednak ze sformułowanego uzasadnienia nie wynikało, że nastąpiła hydroliza trehalozy do glukozy (Przykład 5.) lub że powstał związek, który daje pozytywny wynik próby Trommera (Przykład 6.). Zdający najprawdopodobniej wiedzieli, że w próbce II powstał cukier redukujący, ale nie potrafili tego precyzyjnie napisać.

Przykład 5.

Rozstrzygnięcie: *Efekt końcowy nie był taki sam.*

Uzasadnienie: *W próbce pierwszej roztwór przyjmuje szafirową barwę, ale pod wpływem temperatury nie zachodzi reakcja. Dzieje się tak ponieważ iścieńka nie może otworzyć pierścienia, aby mogła zajść reakcja. W próbce II po dodaniu HCl następuje hydroliza kwasowa, dzięki czemu możliwe jest otwarcie pierścienia.*

Przykład 6.

Rozstrzygnięcie: *Nie był taki sam*

Uzasadnienie: *W reakcji I nie nastąpiła reakcja próbki Trommerna, gdyż wiązanie glikozydowe w trehalozie zablokowało anomeryczne atomy węgla. W reakcji II HCl odblokowało te atomy, więc po ostudzeniu i zobojętnieniu mogła zajść reakcja Trommerna.*

Analiza rozwiązań zadania 35.2. pozwala zauważyć, że w zadaniach wymagających sformułowania wypowiedzi słownej, takiej jak wyjaśnienie, uzasadnienie lub opis zmian możliwych do zaobserwowania w czasie doświadczenia, wielu zdających nie radzi sobie z ułożeniem odpowiedzi poprawnej merytorycznie, trafnej, precyzyjnej, logicznej, jednoznacznej i spełniającej warunki polecenia. Liczna grupa zdających w swoich uzasadnieniach popełniała błędy merytoryczne, które dyskwalifikowały udzieloną odpowiedź. Przykład 7. jest potwierdzeniem tych słów.

Przykład 7.

Rozstrzygnięcie: *Nie*

Uzasadnienie: *W trehalozie oba anomeryczne atomy węgla uczestniczą w wiązaniu glikozydowym, więc dwucukier ten nie ma właściwości redukujących i nie reaguje z roztworem $\text{Cu}(\text{OH})_2$ w próbówce I. W próbówce II nastąpiła hydroliza ~~sacharozy~~ trehalozy i powstała glukoza.*

W nawiązaniu do udzielonej odpowiedzi, należy zwrócić uwagę, że trehaloza, jak każdy disacharyd czy monosacharyd, posiada w cząsteczkach wiele grup hydroksylowych przy sąsiednich atomach węgla, reaguje zatem z wodorotlenkiem miedzi(II), który jest zawiesiną, a nie roztworem (roztwór powstaje dopiero w wyniku zajścia opisanej przemiany). Analiza rozwiązań zdających pozwoliła stwierdzić, że są maturzyści, którzy co prawda dokonywali poprawnego rozstrzygnięcia, jednak udzielona odpowiedź świadczyła jednoznacznie o zasadniczych brakach w rozumieniu omawianego zagadnienia (Przykład 8. i Przykład 9.).

Przykład 8.

Rozstrzygnięcie: *Nie był taki sam*

Uzasadnienie: *Cząsteczka trehalozy jest dwucukrem, pod wpływem HCl cząsteczka zmienia swoją strukturę i produkt reakcji z $\text{Cu}(\text{OH})_2$ nie był taki sam.*

Przykład 9.

Rozstrzygnięcie: *Nie był taki sam.*

Uzasadnienie: *Budowa cząsteczki trehalozy zapewnia jej właściwości redukujące. Po dodaniu ~~wodnego~~ ^{kwasku} solnego utraciła ona te właściwości przez co wynik doświadczenia był inny.*

Niestety część zdających udzielała błędnych odpowiedzi już na etapie rozstrzygnięcia, twierdząc, że końcowy efekt doświadczenia był taki sam w obu probówkach. Uzasadniali to – błędnie – podobnymi właściwościami chemicznymi trehalozy i glukozy (Przykład 10.).

Przykład 10.

Rozstrzygnięcie: *był taki sam*

Uzasadnienie: *w wyniku reakcji, która zaszła w probówce II doszło do hydrolizy disacharydu, w wyniku czego powstały 2 cząsteczki α -D-glukopiranozy, których momentywny atom węgla nie jest zablokowany przez grupę OH, tak samo jak w przypadku cząsteczki trehalozy, dzięki czemu obie mają właściwości redukujące, więc dają takie same objawy reakcji.*

Zadania i arkusze z chemii są konstruowane w ten sposób, aby sprawdzić zarówno wiedzę, jak i umiejętności z różnych działów chemii. Zadania są zróżnicowane pod względem trudności, typów zadań, sposobu opisu zjawisk i procesów. Przy ich rozwiązywaniu maturzyści muszą wykazać się umiejętnością rozumowania właściwego dla chemii poprzez np. rozwiązywanie problemów rachunkowych, formułowania wyjaśnień i uzasadnień, analizy i opisu różnych procesów. W tym opracowaniu przeprowadzono analizę zadań pod kątem trudności, na jakie napotykali maturzyści podczas ich rozwiązywania. Zagadnienia te omówiono dla czterech typów problemów – związanych z rozwiązywaniem zadań rachunkowych, tworzeniem wypowiedzi argumentacyjnych, analizą informacji, rozumowaniem i zastosowaniem wiedzy do rozwiązywania problemów. Tego rodzaju zadania najczęściej sprawiają trudności maturzystom.

Zadania rachunkowe

Zadania rachunkowe, w których oceniane są metoda – przedstawiony tok rozumowania wiążący dane z szukaną – obecne są w arkuszu egzaminacyjnym każdego roku. Jest to w pełni zrozumiałe, ponieważ ich obecność wynika bezpośrednio z zapisów podstawy programowej. Już na III etapie edukacyjnym, a więc na poziomie gimnazjum, w II wymaganiu ogólnym opisującym rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów, znajduje się zapis: *uczeń (...) wykonuje proste obliczenia dotyczące praw chemicznych*. Zapisy odwołujące się bezpośrednio do obliczeń chemicznych można znaleźć w bardzo wielu wymaganiach szczegółowych podstawy programowej na IV etapie edukacyjnym.

Obecność zadań rachunkowych jako stałego elementu arkuszy maturalnych nie wynika tylko i wyłącznie z zapisów podstawy programowej. Panuje bowiem powszechna opinia, z którą zresztą trudno się nie zgodzić, że umiejętność rozwiązywania zadań rachunkowych, to rodzaj ukoronowania procesu nauczania. Aby poprawnie rozwiązać zadanie rachunkowe – które jest przecież złożonym problemem chemicznym – należy wykorzystać i zintegrować różne elementy wiedzy chemicznej (dane dostępne w układzie okresowym i tablicach, prawa i reguły chemiczne, właściwości fizyczne i chemiczne substancji i wiele innych), które maturzysta zdobywa w procesie edukacji. Następnie należy powiązać je i odpowiednio przetworzyć, wykorzystując dostępny zasób narzędzi matematycznych pozwalających zbudować niezbędny model, czyli równanie, które wiąże poprawnie wielkości dane z wielkością szukaną. To właśnie z tego powodu, w opinii wielu nauczycieli i uczniów, zadania rachunkowe stanowią tak duży problem.

W tegorocznym arkuszu egzaminacyjnym znalazło się 7 zadań rachunkowych, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 12 punktów, co stanowi 20% wszystkich punktów możliwych do zdobycia na egzaminie. Jedno z zadań okazało się dla zdających bardzo trudne (zad. 16.), pięć zadań (zad. 9.; 14.1.; 14.2.; 27.1. oraz 37.) było dla maturzystów trudnych, a jedno – umiarkowanie trudne (zad. 7.). Te zadania zostały omówione ze szczególnym uwzględnieniem typowych i często powtarzających się błędów popełnianych przez zdających.

Pierwszym zadaniem obliczeniowym było zadanie 7. Było to zadanie, za które można było uzyskać 2 punkty, przy czym, jak wynika z zasad oceniania, za poprawne rozwiązanie problemu rachunkowego – obliczenie gęstości fosgenu w opisanych warunkach i podanie jej wartości z poprawną jednostką – można było uzyskać 1 punkt. Aby otrzymać komplet punktów za to zadanie, należało także poprawnie uzupełnić zdanie, określając stan skupienia fosgenu w temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1000 hPa. Zadanie to okazało się dla maturzystów umiarkowanie trudne (poziom wykonania – 51%).

Częstym błędem, jaki popełniali maturzyści przy rozwiązywaniu części rachunkowej tego zadania, było nieuprawnione założenie, że 1 mol gazu w opisanych warunkach ma objętość 22,4 dm³ (Przykłady 11. i 12.). Fosgen, którego gęstość należało policzyć, znajdował się w warunkach innych niż normalne, to znaczy takich, w których objętość jednego mola gazu nie jest równa 22,4 dm³. Łatwo można dowieść, że w opisanych warunkach (25 °C, 1000 hPa) objętość molowa gazu jest równa 24,77 dm³ · mol⁻¹.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1013 \cdot 22,4}{273} = \frac{1000 \cdot V_2}{298} \Rightarrow V_2 = 24,77 \text{ dm}^3$$

Zdający, którego rozwiązanie pokazano jako Przykład 11., zignorował informację, że $2,43 \cdot 10^{22}$ cząsteczek fosgenu w opisanych warunkach zajmuje objętość 1 dm^3 i niepotrzebnie obliczył, jaką objętość zajmowałaby ta porcja gazu w warunkach normalnych.

Przykład 11.

Obliczenia:

$$\begin{aligned} 6,02 \cdot 10^{23} &- 1 \text{ mol} \\ 2,43 \cdot 10^{22} &- x \\ x &= 0,04 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$m = 0,04 \cdot 99 = 3,96 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &- 22,4 \text{ dm}^3 \\ 0,04 \text{ mol} &- v \\ v &= 0,896 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

$$d = \frac{3,96 \text{ g}}{0,896 \text{ dm}^3} = 4,42 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

Z kolei w rozwiązaniu przedstawionym jako Przykład 12. zastosowano inną, choć także błędną strategię rozwiązania. Najpierw poprawnie obliczono liczbę moli gazu i jego masę, a następnie – korzystając z równania Clapeyrona – objętość, jaką zajmuje ta porcja gazu w temperaturze 0°C (273 K). Zdający nie zauważył, że próbka fosgenu w opisanych warunkach zajmowała objętość 1 dm^3 .

Przykład 12.

Obliczenia:

$$1 \text{ dm}^3 - 2,43 \cdot 10^{22} \text{ cząst.}$$

$$1 \text{ mol } \text{COCl}_2 - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząst.}$$

$$x - 2,43 \cdot 10^{22} \text{ cząst.}$$

$$x = 0,4 \cdot 10^{-1} = 0,04 \text{ mola } \text{COCl}_2$$

$$d = \frac{m}{v} = \frac{3,96}{0,9} = 4,4 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

$$m = n \cdot M = 0,04 \cdot 99 = 3,96 \text{ g}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1000 \cdot V = 0,04 \cdot 83,1 \cdot 273$$

$$1000 V = 907$$

$$V = 0,9 \text{ dm}^3$$

$$n = 0,04 \text{ mola} \cdot 99 = 3,96 \text{ g}$$

W rozwiązaniu przedstawionym w Przykładzie 13. zdający błędnie interpretuje wartość stałej Avogadro. Jest to przecież liczba indywidualów stanowiąca 1 mol, a nie – 1 gram materii.

Przykład 13.

Obliczenia:

$$d = \frac{m}{V}$$

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

$$2,43 \cdot 10^{22} - \cancel{m} \cdot x$$

$$6,02 \cdot 10^{23} - 1 \text{ g}$$

$$x = \frac{0,243 \cdot 10^{23} \cdot 1 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,0404 \text{ g}$$

$$d = \frac{0,0404 \text{ g}}{1 \text{ dm}^3} = 0,0404 \text{ g/dm}^3$$

Przykład 14. ilustruje próbę rozwiązania, w której zdający wykonał wiele niepotrzebnych obliczeń, nie są one jednak błędne. Maturzysta nie miał pomysłu, jak rozwiązać zadanie – nie wiedział, jak powiązać dane z szukaną. Zdający poprawnie, korzystając z równania Clapeyrona, obliczył liczbę moli gazu zajmującego w opisanych warunkach objętość 1 dm^3 . Następnie na podstawie obliczonej liczby moli oraz podanej w treści zadania liczby cząsteczek obliczył, jaką liczbę moli stanowi $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. To działanie jest zbędne. Wprost z definicji mola wynika bowiem, że $6,02 \cdot 10^{23}$ dowolnych indywiduów stanowi 1 mol. Zdający, jako wynik swojego działania otrzymuje wartość równą 0,99 mola. Jest to wynik poprawny, będący konsekwencją zaokrąglenia. W dalszej części zdający wylicza masę, jaką ma obliczona przez niego liczba moli fosgenu – to także jest działanie poprawne. Niestety, błąd który dyskwalifikuje rozwiązanie pojawia się na końcu. Obliczona masa – 97,911 g – to według zdającego – masa 0,99 mola gazu, którego objętości w opisanych warunkach zdający nie oblicza. Z treści informacji wynika, że 1 dm^3 to objętość 0,04 mola fosgenu.

Przykład 14.

Obliczenia:

$$T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 1000 \text{ hPa} \quad V = 1 \text{ dm}^3$$

$$2,43 \cdot 10^{22} \text{ cz.}$$

$$pV = nRT$$

$$1000 \cdot 1 = n \cdot 8,31 \cdot 298$$

$$n = 0,04 \text{ mola}$$

$$d = ?$$

$$0,04 \text{ mola} - 2,43 \cdot 10^{22}$$

$$x - 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$x = 0,099 \cdot \frac{10^{23}}{10^{22}}$$

$$x = 0,099 \cdot 10^1 = 0,99 \text{ mola } \text{CO}_2$$

$$1 \text{ mol} - 98,9 \text{ g}$$

$$0,99 \text{ mola} - x$$

$$x = 97,911 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$d = \frac{97,911}{1} = 97,911 \text{ g/dm}^3$$

Kolejne zadanie rachunkowe w arkuszu maturalnym to zadanie 9., za którego rozwiązanie można było uzyskać 2 pkt. Okazało się ono dla zdających trudne (poziom wykonania – 25%). Maturzyści musieli wykonać obliczenia dotyczące hydratów i ich roztworów wodnych. Zadania tego typu pojawiły się w arkuszach egzaminacyjnych w poprzednich latach, jednak wielu zdającym nadal sprawiają one trudności.

Najczęściej popełniany przez maturzystów błąd przedstawiony jako Przykład 15. wynika z niedostatecznego zrozumienia polecenia. Zdający nie obliczali rozpuszczalności węglańca sodu w przeliczeniu na sól bezwodną, a jedynie – masę soli bezwodnej w 21,5 gramach hydratu. Dlatego zgodnie z zasadami oceniania za zastosowanie błędnej metody – niewykonanie polecenia – otrzymywali 0 punktów.

Przykład 15.

Obliczenia: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

21,5g . dekahydratu - 100g H_2O

$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol}$ 106g Na_2CO_3 - 286g hydratu
 $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$ K - 21,5g

$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 106 + (10 \cdot 18) = 286 \text{ g/mol}$

$x = \frac{21,5 \cdot 106}{286} = 7,97 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$

Odpowiedź: Rozpuszczalność = 7,97 g soli bezwodnej w 100 g wody.

Analiza rozwiązań zadań rachunkowych uwidacznia także inne, dość często pojawiające się błędy, które zilustrowano Przykładami 16. i 17. W pierwszym przypadku przy obliczeniu masy bezwodnego węglańca sodu w 21,5 g hydratu zdający użył masy 186 g. Liczba ta nie jest wynikiem obliczeń. Zdający w miejscu przeznaczonym na rozwiązanie zapisuje przecież poprawnie obliczoną wartość masy molowej $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ równą $286 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Przykład 17. ilustruje zastosowanie w rachunkach błędnej wartości masy molowej związku, w omawianym przypadku – hydratu węglańca sodu. Zdający, bez zapisania sposobu jej obliczania, napisał, że masa molowa $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ jest równa $142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Takie rozwiązania zdających były oceniane na 0 punktów. Opisane błędy nie mogą być traktowane jako zawierające jedynie błędy obliczeniowe, ponieważ w rozwiązaniu nie przedstawiono sposobu obliczenia masy molowej uwzględniającego stechiometrię wzoru. Maturzyści muszą mieć świadomość, że zastosowanie błędnych wartości liczbowych wielkości niewymienionych w informacji wprowadzającej, treści zadania, poleceniu lub tablicach i niebędących wynikiem obliczeń należy traktować jako błąd metody. Podobnie, błędem metody jest użycie w obliczeniach błędnej wartości masy molowej, chyba że zdający przedstawił poprawny sposób jej obliczenia.

Przykład 16.

Obliczenia:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \quad m = 286 \text{ g/mol}$$

$$186 \text{ g wyciwna} - 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 - 180 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$12,25 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 - 109,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x - 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x = 11,21 \text{ g}$$

$$186 \text{ g wyciwna} - 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$21,5 \text{ g wyciwna} - 12,25 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$21,5 - 12,25 = 9,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

Odowiedź: Rozpuszczalność = 11,21 g soli bezwodnej w 100 g wody.

Przykład 17.

Obliczenia:

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

HYDRAT	sól bezwodna
142 g	- 106 g
21,5 g	- x g
$x = 16,0493 \text{ g}$	

Ile jest wody w hydracie?

$$21,5 \text{ g} - 16,0493 \text{ g} = 5,4507 \text{ g}$$

~~21,5 g~~

$$5,4507 \text{ g} + 100 \text{ g} = 105,4507 \text{ g H}_2\text{O}$$

sól bezwodna	woda
16,0493 g	- 105,4507 g
y g	- 100 g
$x = y = 15,2197 \text{ g} \approx 15,22 \text{ g}$	

Odowiedź: Rozpuszczalność = 15,22 g soli bezwodnej w 100 g wody.

Jak wspomniano już wcześniej, poprawne rozwiązanie zadań rachunkowych jest problemem bardzo złożonym. Wymaga połączenia zarówno wiedzy chemicznej, jak i narzędzi matematycznych. Dopiero staranna i przemyślana selekcja, umiejętne wykorzystanie odpowiednich elementów wiedzy chemicznej i właściwe użycie narzędzi matematycznych oraz pełna kontrola obu elementów na każdym etapie rozwiązania jest gwarantem sukcesu – poprawnego rozwiązania zadania. Trzeba bowiem zdawać sobie sprawę, że błąd popełniony na dowolnym etapie rozwiązywania zadania, zarówno chemiczny, jak i matematyczny, ma wpływ na końcowy wynik. Aby poprawnie rozwiązać zadanie rachunkowe w obrębie części chemicznej, maturzysta musi najczęściej skorzystać z danych znajdujących się w układzie okresowym pierwiastków, tablicach chemicznych, albo w treści zadania lub informacji wprowadzającej. Powinien na przykład obliczyć masę cząsteczkową lub molową związków chemicznych, których dotyczy zadanie. Jest to jedna z podstawowych umiejętności, które ćwiczono od samego początku nauki chemii. Jak widać w rozwiązaniu zamieszczonym jako Przykład 17., ta umiejętność zawodzi maturzystów. Niektórzy z nich, zapewne celowo, nie zapisują, w jaki sposób otrzymali wartości liczbowe obliczanych wielkości – nie zapisują obliczeń, aby oszczędzać czas przeznaczony na rozwiązanie zadań. Niestety, w momencie kiedy zapisana wartość jest błędna, a egzaminator nie może stwierdzić, że jest to jedynie wynik błędu rachunkowego, to rozwiązanie takie uznaje się za błędne. Tak samo traktuje się użycie w obliczeniach wartości, które nie są wynikiem obliczeń i nie mają merytorycznego uzasadnienia. Zwłaszcza, że ich użycie może w sposób zasadniczy zmienić istotę analizowanego problemu, doprowadzić np. do otrzymania wyników pozbawionych sensu fizycznego (co zostanie pokazane na przykładach w dalszej części tego opracowania). Przyjęte i stosowane w całym kraju zasady pozwalają ocenić wszystkie prace według tym samych, jasno sprecyzowanych reguł.

Kolejnym zadaniem obliczeniowym, z którym mierzyli się maturzyści, było zadanie 14. Za poprawne wykonanie zadania 14.1., które polegało na obliczeniu pH wodnego roztworu powstałego po zmieszaniu roztworu wodorotlenku baru i kwasu solnego, pomiędzy którymi zachodziła reakcja chemiczna, można było uzyskać 2 punkty. Natomiast w zadaniu 14.2. za poprawne obliczenie i uzupełnienie tabeli stężeniami jonów chlorkowych i jonów baru, które nie brały udziału w reakcji, można było uzyskać 1 punkt. Oba zadania okazały się dla zdających trudne (poziom wykonania dla obu 24%).

Wielu maturzystów, podejmując próbę rozwiązania zadania 14.1., popełniało błędy. Zdający błędnie obliczali liczbę moli jonów OH^- , gdyż nie uwzględniali stechiometrii procesu dysocjacji wodorotlenku baru (Przykład 18.). Z każdego mola $\text{Ba}(\text{OH})_2$ powstają 2 mole jonów wodorotlenkowych. W 100 cm^3 roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2$ o stężeniu $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ znajduje się 0,04 mola (a nie jak pisali zdający 0,02 mola) jonów OH^- . Równie często poprawnie obliczali stężenie wodorotlenku baru, który nie przereagował z kwasem solnym, ale nieprawidłowo – bez uwzględnienia dysocjacji – przyjmowali, że w roztworze jest taka sama ilość jonów wodorotlenkowych (Przykład 19.).

Przykład 18.

Obliczenia:

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

$$C_M = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \quad 40 \text{ cm}^3 = 0,04 \text{ dm}^3$$

$$C_M = 0,8 \text{ mol/dm}^3$$

$$0,2 \text{ mol OH}^- - 1 \text{ dm}^3$$

$$x \quad - \quad 0,1 \text{ dm}^3$$

$$x = 0,02 \text{ mol OH}^-$$

$$0,8 \text{ mol H}^+ - 1 \text{ dm}^3 \text{ H}^+$$

$$y \quad - \quad 0,04 \text{ dm}^3 \text{ H}^+$$

$$y = 0,032 \text{ mol H}^+$$

$$V = 0,1 + 0,04 = 0,14 \text{ [dm}^3\text{]}$$

$$2 \text{ mole OH}^- - 2 \text{ mole H}^+$$

$$0,02 \text{ mol OH}^- - x \text{ mol H}^+$$

$$x = 0,02 \text{ mol}$$

$$0,02 < 0,032$$

nadmiar H^+

$$\text{M H}^+ \text{ nieprzereagowany} = 0,032 - 0,02 = 0,012 \text{ mol}$$

$$C_M = \frac{0,012}{0,14} = 0,0857 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log(0,0857) = 1,066 \approx 1,07$$

Odp: pH powstałego roztworu wynosi 1,07

Przykład 19.

Obliczenia:

$$0,1 \text{ dm}^3 \quad \text{HCl}$$

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

$$C_M = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

$$n = 0,02 \text{ mol}$$

$$0,04 \text{ dm}^3 \quad \text{Ba(OH)}_2$$

$$V = 0,04 \text{ dm}^3$$

$$C_M = 0,8 \text{ mol/dm}^3$$

$$n = 0,04 \cdot 0,8 = 0,032 \text{ mol}$$

$$\text{Ba(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

po reakcji: $n_{\text{Ba(OH)}_2} = 0,02 - \frac{0,032}{2} = 0,02 - 0,016 = 0,004 \text{ mol}$

$$V = 0,14 \text{ dm}^3$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,004}{0,14} = 0,02857 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pOH} = -\log 0,02857 = 1,538$$

$$\text{pH} = 14 - 1,538 = 12,46$$

W Przykładzie 20. pokazano rozwiązanie, w którym zdający również błędnie obliczył liczbę moli jonów OH^- – nie uwzględnił stechiometrii procesu dysocjacji wodorotlenku baru. Nadmiar wodorotlenku baru wynoszący 0,004 mola, oznacza, że w roztworze znajduje się 0,008 mola jonów OH^- . Dodatkowo, zdający błędnie wyliczone stężenie tych jonów potraktował jak stężenie jonów H^+ , co także dyskwalifikuje jego rozwiązanie.

Przykład 20.

Obliczenia:

$$pOH = -\log [OH^-] \quad Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$C_m = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,1 \text{ dm}^3 + 0,04 \text{ dm}^3}$$

$$= \frac{0,004}{0,14} = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[H^+] = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$= 0,3 \cdot 10^{-1}$$

$$-\log [OH^-]$$

$$pH = 1,523$$

$$C_m = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad V = 100 \text{ cm}^3 \quad (\text{nadmiar})$$

$$0,2 = \frac{n}{0,1}$$

$$n = 0,02$$

$$C_m = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad V = 40 \text{ cm}^3 \quad (\text{niedomiar})$$

$$0,8 = \frac{n}{0,04}$$

$$n = 0,032$$

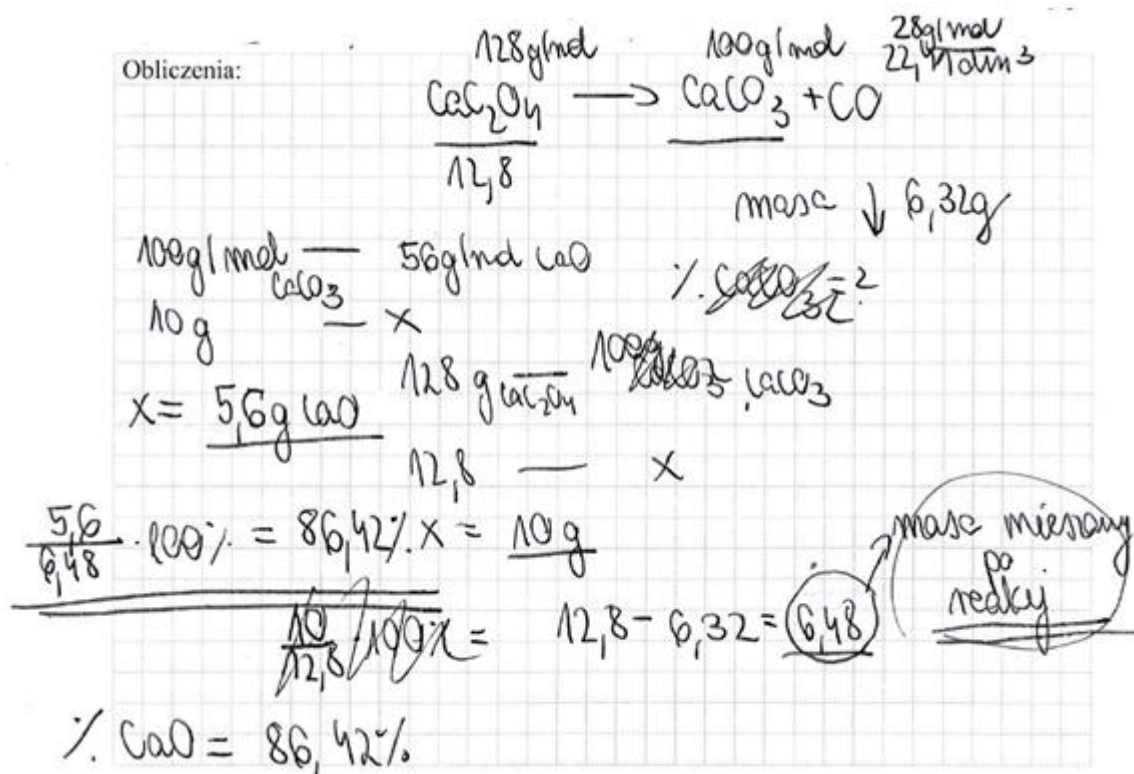
1 mol	- 2 mol	1 mol	Ba(OH) ₂	- 2 mol	HCl
x	- 0,032	0,02	-	x	
x = 0,016				x = 0,04	
				0,02 - 0,016 = 0,004	
				<u>uadmiar</u>	

W przypadku zadania 14.2 dla pewnej grupy maturzystów problemem okazało się wyliczenie stężenia jonów baru w otrzymanym roztworze, gdyż skupiali się oni wyłącznie na tych ilościach moli substancji, które przereagowały. O ile taki sposób myślenia pozwalał poprawnie wyliczyć stężenie jonów chlorkowych (kwas solny był w niedomiarze), to skutkowało on wpisaniem niepoprawnej wartości 0,11 lub 0,114 w tabeli w miejsce stężenia jonów Ba²⁺.

Najtrudniejszym zadaniem rachunkowym, z którym mierzyli się maturzyści, okazało się zadanie 16. Było to zadanie złożone, które nie wymagało stosowania zaawansowanego aparatu matematycznego, lecz przede wszystkim wykorzystania i zintegrowania różnych elementów wiedzy chemicznej, np. wyobrażenia sobie, jak omawiany proces przebiega w makroświecie (świecie obserwowanym), np. zinterpretować informację o tym, że w mieszaninie poreaekcyjnej nie było szczawianu wapnia, oraz mikroświecie (świecie atomów, jonów, cząsteczek) – np. jakie są stosunki stechiometryczne reagentów w zachodzącej reakcji chemicznej. Można przypuszczać, że właśnie ta złożoność zadania była przyczyną tak wielu niepowodzeń maturzystów.

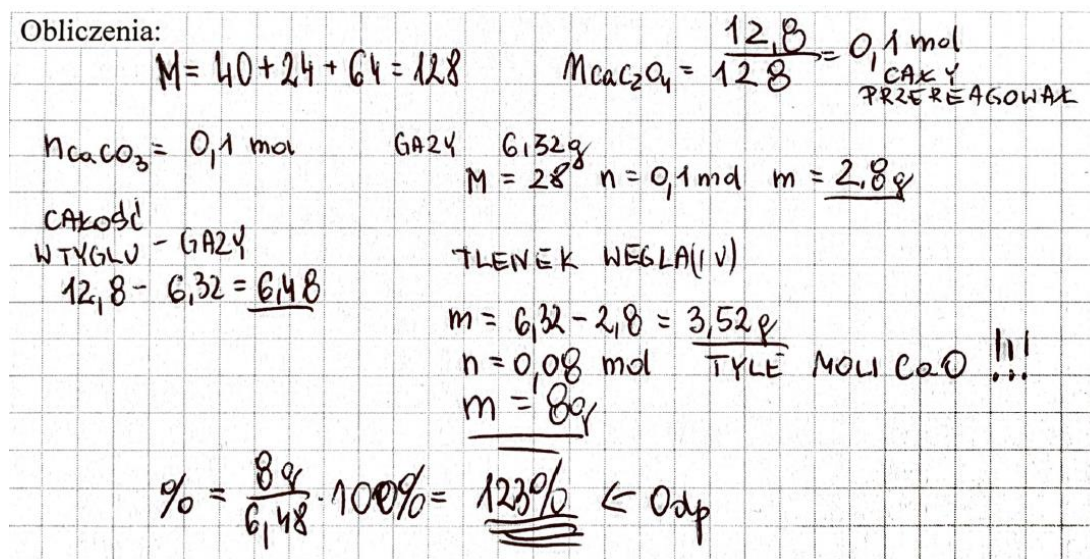
W Przykładzie 21. maturzysta zastosował błędną metodę. Uznał, że reakcja rozkładu węgla wapnia to proces zachodzący ze 100% wydajnością. Nie zinterpretował odpowiednio informacji, że jeśli w wyniku rozkładu szczawianu wapnia powstaje 10 g CaCO₃, to reakcja rozkładu tej soli nie może zachodzić z taką wydajnością, gdyż wtedy masa zawartości tygla zmalałaby o więcej niż 6,32 g. Zdający nie powiązał dwóch bardzo istotnych informacji. W rzeczywistości, w wyniku reakcji rozkładu powstaje 4,48 g CaO, co odpowiada 3,52 g CO₂. Informacja o tym, że po przerwaniu prażenia w tyglu pozostaje mieszanina substancji (a nie tylko jedna substancja) została podana bezpośrednio w poleceniu zadania.

Przykład 21.



Interesujące, choć błędne, rozwiązanie zilustrowano Przykładem 22. W tym przypadku zdający – bez przeprowadzenia obliczeń – napisał, że w procesie rozkładu węglanu wapnia powstało 8 gramów tlenku CaO, chociaż wcześniej poprawnie obliczył liczbę moli tlenku wapnia powstającego w wyniku zachodzącej reakcji rozkładu. Masa CaO wynosząca 8 g nie wynika z żadnych obliczeń, a użycie tej błędnej wartości i wyliczenie na jej podstawie zawartości w procentach masowych tlenku wapnia w mieszaninie otrzymanej po przerwaniu prażenia prowadzi do wyniku pozbawionego sensu fizycznego. Otrzymanie wyniku – 123% – nie skłoniło jednak zdającego do refleksji i korekty rozwiązania.

Przykład 22.



Przykład 23. ilustruje rozwiązanie, w którym przy obliczaniu masy tlenku wapnia zdający od masy węglanu wapnia (10 g) odjął masę (6,32 g) gazów (CO i CO₂) powstających w obu reakcjach (CO i CO₂). Z prawa zachowania masy wynika, że aby poprawnie wyliczyć masę tlenku wapnia, należy od masy węglanu wapnia odjąć masę tlenku węgla(IV) oraz masę pozostałego węglanu wapnia.

Przykład 23.

Obliczenia:

$$m_1 = 12,8 \text{ g}$$

$$\Delta m = -6,32 \text{ g}$$

$$M \text{CaC}_2\text{O}_4 = (40 + 2 \cdot 12 + 4 \cdot 16) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 128 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{CaC}_2\text{O}_4 = \frac{m_1}{M \text{CaC}_2\text{O}_4} = \frac{12,8 \text{ g}}{128 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$M \text{CaCO}_3 = (40 + 12 + 3 \cdot 16) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2 reakcji: $\frac{n \text{CaC}_2\text{O}_4}{n \text{CaCO}_3} = \frac{1}{1} \Rightarrow n \text{CaCO}_3 = 0,1 \text{ mol}$ i $\frac{n \text{CaCO}_3}{n \text{CaO}} = \frac{1}{1}$

$$M \text{CaO} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\Delta m = -x \cdot M \text{CaCO}_3 + m \text{CaO}, \quad x = n \text{CaC}_2\text{O}_4 = 0,1 \text{ mol}$$

$$-6,32 \text{ g} = -0,1 \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + m \text{CaO}$$

$$10 \text{ g} - 6,32 \text{ g} = m \text{CaO} \Rightarrow m \text{CaO} = 3,68 \text{ g}$$

$$m_2 = m_1 + \Delta m = 12,8 \text{ g} - 6,32 \text{ g} = 6,48 \text{ g}$$

$$\% \text{CaO} = \frac{m \text{CaO}}{m_2} \cdot 100\% = \frac{3,68 \text{ g}}{6,48 \text{ g}} \cdot 100\% = 56,79\% \approx 56,8\%$$

Kolejnym zadaniem rachunkowym w arkuszu było zadanie 27.1. Należało w nim obliczyć wartość stałej dysocjacji zasadowej K_b aminy a następnie wybrać i podkreślić wzór tej aminy. Zadanie to okazało się dla zdających trudne (poziom wykonania – 23%).

Analiza rozwiązań zadania wskazuje, że największym problemem dla zdających było obliczenie stężenia jonów OH⁻ na podstawie wartości pH roztworu. W większości przypadków maturzyści nieumiejętnie korzystali z narzędzi matematycznych – definicji i własności logarytmu – niezbędnych przy rozwiązaniu tego zadania. Warto przy tym dodać, że ta definicja i potrzebne własności, znajdują się w broszurze zawierającej wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, z których mogli korzystać zdający w trakcie trwania egzaminu.

Przykład 24. pokazuje rzadką sytuację, w której zdający doskonale sobie radzi z postawionym przed nim zadaniem. Maturzysta bardzo precyzyjnie zamienia wartość pOH równą 1,8 na logarytmy wartości, których suma daje tę wartość i w kolejnym kroku poprawnie oblicza stężenie jonów OH⁻ w roztworze aminy, a także stężenie początkowe aminy oraz wartość jej stałej dysocjacji. Niestety zdający, którego rozwiązanie przedstawiono, nie uzyskał za swoje rozwiązanie kompletu punktów, ponieważ nie wybrał i nie podkreślił wzoru aminy, dla której poprawnie obliczył K_b .

Przykład 25.

Obliczenia:

$$\alpha < 5\%$$

$$\alpha = \frac{C_x}{C_0}$$

$$C_0 = \frac{C_x}{\alpha}$$

$$pH = 12,2$$

$$pOH = 14 - 12,2 = 1,8$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 0,16 + (-\log 10^{-1}) + (-\log 0,99)$$

$$[OH^-] = 0,16 \cdot 10^{-1} \cdot 0,99 = 1,584 \cdot 10^{-2}$$

$$C_0 = \frac{1,584 \cdot 10^{-2}}{0,031}$$

$$C_0 = 0,51$$

$$K = \frac{(1,584 \cdot 10^{-2})^2}{0,51} = 4,919 \cdot 10^{-4}$$

$$\approx \text{w przybliżeniu } 5 \cdot 10^{-4}$$

Wzór: CH3CH2CH2NH2 (CH3)3N CH3CH2NH2 (CH3)2NH

Rozwiązania, w których zdający popełnili błędy związane z nieumiejętnym wykorzystaniem aparatu matematycznego, pokazano jako Przykład 25. i Przykład 26. W obu przypadkach maturzyści przedstawiają poprawny tok rozumowania (wiążą dane z szukaną), ale dokonują uproszczeń, które uniemożliwiają przyznanie 2 punktów za te rozwiązania. Oba przykłady ilustrują sytuację, w której na jednym z etapów rozwiązania zadania dokonano zaokrąglenia, które znacznie uprościło obliczeniową część rozwiązania. Maturzyści nie skorzystali z dostępnej na egzaminie maturalnym tabeli wartości logarytmów dziesiętnych, a ich uproszczenie spowodowało, że na podstawie otrzymanego wyniku nie można było jednoznacznie wskazać wzoru aminy. Analiza rozwiązań pozwala stwierdzić, że zdający oszacowali jedynie wartość stałej dysocjacji zasady, a nie obliczyli tej wartości, co – zgodnie z poleceniem – należało wykonać.

Przykład 25.

Obliczenia:

$$\alpha = 3,1\% = 0,031$$

$$\alpha < 5\% \rightarrow K = \alpha^2 C_{\text{mol}}$$

$$0,031 = \frac{0,01}{C_{\text{mol}}} \quad C_{\text{mol}} \text{RNH}_2 = 0,3226 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \approx 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K_b = \frac{(0,01)^2}{0,3226} = 0,3099 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = 12,2 \rightarrow [H^+] \approx 10^{-12}$$

$$[OH^-] \approx 10^{-2}$$

$$K = \alpha^2 C_{\text{mol}} = 0,000861 \cdot 0,3 = 0,0002583 \approx 3 \cdot 10^{-4}$$

Wzór: CH3CH2CH2NH2 (CH3)3N CH3CH2NH2 (CH3)2NH

$4 \cdot 10^{-4}$ $7,4 \cdot 10^{-5}$ $5 \cdot 10^{-4}$ $7,1 \cdot 10^{-4}$

Przykład 26.

Obliczenia: $\alpha = 3,1\%$ $pH = 12,2 \Rightarrow pOH = 1,8$

$\Delta_b = \frac{\alpha^2 C_0}{1 - \alpha}$ $\alpha = 3,1\%$, więc można pisać, że $\Delta_b \approx \alpha^2 C_0$

$[OH^-] = 10^{-1,8}$ $\Delta_b \approx \frac{[OH^-]^2}{C_0}$ $\alpha = \frac{C_2}{C_0}$

$\Delta_b = (0,031)^2 \cdot 0,32 =$
 $= 0,0003075 = 3,075 \cdot 10^{-4}$

ten wynik jest mniejszy niż rozrywny, więc zostaje przyjęte, że $10^{-1,8} \approx 10^{-2}$ →
 najbliższy jest do wskazanemu monetylowemu

$3,1\% = \frac{10^{-1,8}}{C_0}$
 $C_0 = \frac{10^{-1,8}}{0,031} \approx \frac{10^{-2}}{0,031} \approx \frac{0,01}{0,031}$
 $\approx 0,32 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Wzór: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

Ostatnim zadaniem rachunkowym w arkuszu maturalnym było zadanie 37. (poziom wykonania – 23%). Od maturzystów oczekiwano wykonywania obliczeń z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczących: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych. To zadanie sprawiło trudności wielu zdającym. Problemem było dla nich powiązanie danych z szukaną – przede wszystkim dlatego, że chlorek winylu powstaje z etenu w dwuetapowym procesie, a ponadto wydajność każdego z opisanych etapów jest inna niż 100%. Wydaje się, że podobnie jak w zadaniu 16., największą trudnością dla maturzystów było wyobrażenie sobie przebiegu procesu w makro- i mikroświecie, a także poprawna selekcja informacji chemicznych niezbędnych do prawidłowego rozwiązania zadania.

Próba rozwiązania zadania, przedstawiona jako Przykład 27. ilustruje bardzo często popełniany błąd związany z niepoprawną interpretacją informacji o wydajności. Aby otrzymać 1 000 000 g chlorku winylu należy, co wynika bezpośrednio ze stochiometrii reakcji, użyć 1 584 000 g dichloroetanu. Wyliczona masa reagenta dotyczy procesu przebiegającego z wydajnością równą 100%, czyli gdy cały dichloroetan przekształca się w chlorek winylu. W rzeczywistości proces rozkładu substratu przebiega z wydajnością równą 90%, co oznacza, że do reakcji należy wziąć większą (niż 1 584 000 g) masę $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$, ponieważ nie cały dichloroetan przekształca się w chlorek winylu.

Przykład 27.

Obliczenia:

$$M_{\text{CH}_2=\text{CH}_2} = 28$$

$$M_{\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}} = 99$$

$$M_{\text{CH}_2=\text{CHCl}} = 62,5$$

$$99 - 62,5$$

$$x - 1000000$$

$$x = 1584000 - 100\%$$

$$y - 90\%$$

$$y = 1425600 \text{ g}$$

$$28 - 99$$

$$z - 1425600$$

$$z = 403200 - 100\%$$

$$w - 80\%$$

$$w = 322560 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} - 28$$

$$11520 - 322560 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} - 0,0224 \text{ m}^3$$

$$11520 - 258,048 \text{ m}^3$$

Tak właśnie postąpił zdający, którego rozwiązanie przedstawiono jako Przykład 28. Maturzysta wie, że należy uwzględnić wydajność obu procesów i wziąć więcej (niż wynika to ze stechiometrii) dichloroetanu w procesie rozkładu $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$ do chlorku winylu, a także odpowiednio więcej etenu, z którego w pierwszym etapie otrzymuje się dichloroetan. Zdający rozumie zatem, czym jest wydajność. Niestety błędnie ją interpretuje.

Przykład 28.

Obliczenia:

$$\frac{28 \text{ g/mol}}{\text{CH}_2=\text{CH}_2} \xrightarrow{W=80\%} \frac{99 \text{ g/mol}}{\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}} \xrightarrow{W=90\%} \frac{62,5 \text{ g/mol}}{\text{CH}_2=\text{CHCl}}$$

$$\frac{x \text{ m}^3}{1000 \text{ kg}}$$

$$99 \text{ g} - 62,5 \text{ g}$$

$$x \text{ g} - 1000000 \text{ g}$$

$$x = 1584000 \text{ g}$$

$$+ 10\% \Rightarrow 158400$$

$$= 1742400 \text{ g}$$

$$28 \text{ g} - 99 \text{ g}$$

$$x \text{ g} - 1742400 \text{ g}$$

$$x = 482800$$

$$+ 20\% \Rightarrow 58560 \text{ g}$$

$$= 581360 \text{ g}$$

$$28 \text{ g} - 22,41 \text{ dm}^3$$

$$581360 \text{ g} - x$$

$$x = 473289,2 \text{ dm}^3 = 473,3 \text{ m}^3$$

Jeśli wydajność jakiegoś procesu wynosi 90%, to oznacza, że aby otrzymać określoną ilość produktu, należy wziąć o 11,1(1)% więcej substratu. Łatwo się o tym przekonać, układając następującą zależność, w której wartość 1 stanowi 90% wartości szukanej:

$$1 - 90\%$$

$$x - 100\%$$

$$x = \frac{1 \cdot 100\%}{90\%} = 1,11(1)$$

Szukana wartość to 1,11(1), a więc wartość o 11,1(1)% większa niż wartość 1. Podobnie można dowiedzieć, że jeśli jakiś proces zachodzi z wydajnością równą 80%, to aby otrzymać określoną ilość produktu, należy wziąć 25% więcej substratu.

Interesującą próbę rozwiązania zadania przedstawiono w Przykładzie 29. Maturzysta poprawnie wyliczył sumaryczną wydajność procesu (która jest równa iloczynowi wydajności poszczególnych etapów), a następnie, na jej podstawie, błędnie obliczył masę etenu, który potrzebny jest do otrzymania chlorku winylu. Popenił przy tym błąd analogiczny do przedstawionego w Przykładzie 28. a dodatkowo, w ostatnim kroku rozwiązania, zdający błędnie zamienił jednostki.

Przykład 29.

Obliczenia:

$$M_{\text{CH}_2\text{CHCl}} = 62,5 \text{ g/mol} \quad M_{\text{CH}_2\text{CH}_2} = 28 \text{ g/mol}$$

$$W = \frac{W_1 \cdot W_2}{100\%} = \frac{90\% \cdot 80\%}{100\%} = 72\%$$

$$28 \text{ kg} \rightarrow 62,5 \text{ kg}$$

$$x \rightarrow 1000 \text{ kg} + 1000 \cdot 28\%$$

$$x = 573,44 \text{ kg}$$

$$28 \text{ kg} \rightarrow 22,4 \text{ dm}^3$$

$$573440 \text{ g} \rightarrow y$$

$$y = 458752 \text{ dm}^3$$

$$y = \underline{458,752 \text{ m}^3} \quad y = 45,8752 \text{ m}^3$$

Zadania z wypowiedzią argumentacyjną

Wśród zadań arkusza egzaminu maturalnego z chemii znajdują się 4 zadania, w których należało sformułować *wypowiedź argumentacyjną*. Są to zadania o numerach 24.2., 27.2., 34. i 35.2., i okazały się zadaniami trudnymi. Zadania te wymagały od zdających prawidłowego rozstrzygnięcia i poprawnego merytorycznie uzasadnienia. Należy zauważyć, że zadania otwarte wymagające merytorycznej argumentacji pojawiają się każdego roku w arkuszach egzaminu maturalnego z chemii i zawsze – obok zadań rachunkowych – stanowią grupę zadań trudnych i bardzo trudnych.

Omówienie i analiza zadania 35.2. została przedstawiona wcześniej w innej części opracowania dotyczącej zadań, z którymi zdający poradzili sobie najslabiej.

Rozwiązanie zadania 24.2. (poziom wykonania – 29%) wymagało od zdających wykorzystania wiedzy o właściwościach chemicznych alkenów, szczególnie w odniesieniu do reakcji addycji cząsteczek niesymetrycznych do cząsteczek alkenów. W zadaniu podano informację, z której wynikało, że podczas reakcji terpinolenu z wodą powstaje znacznie więcej terpineolu niż terpinen-4-olu, ponieważ zgodnie z regułą Markownikowa terpineol jest produktem głównym reakcji. Rozwiązanie, za które zdający otrzymywał 1 punkt, musiało więc zawierać poprawne rozstrzygnięcie i poprawne merytorycznie uzasadnienie odwołujące się

do stosowalności reguły Markownikowa. Niespełna jedna trzecia maturzystów spośród wszystkich, którzy przystąpili do egzaminu maturalnego z chemii, dokonała poprawnego rozstrzygnięcia, stwierdzając, że podana w zadaniu informacja *nie jest poprawna*, i jednocześnie sformułowała uzasadnienie, z którego wynikało, że reguła Markownikowa nie ma w tym przypadku zastosowania. Niektórzy zdający w uzasadnieniu podawali bardzo różne – poprawne – argumenty, które

- dotyczyły substratu lub produktów
- były sformułowane przez użycie pojęcia: rzędowości, stopnia utlenienia, liczby atomów wodoru.

Wśród niepoprawnych odpowiedzi często pojawiały się takie, w których zdający oba produkty reakcji addycji (terpinen-4-ol i terpineol) nazywali produktami głównymi (Przykład 30.). Takie stwierdzenie musi zostać uznane za niepoprawne, ponieważ błędnie sugeruje, że treść reguły Markownikowa precyzuje opisaną w zadaniu reakcję addycji cząsteczki asymetrycznej do alkenu nieposiadającego atomów wodoru przy atomach węgla wiązania podwójnego. W przypadku dwóch produktów powstających w porównywalnych ilościach nie stosuje się określenia *produkt główny*. Jest ono stosowane dla reakcji, w których istnieje znaczna różnica w ilościach otrzymanych produktów. Jeśli są produkty główne, to powinien też powstać produkt uboczny, a taki w tej przemianie nie powstał.

Przykład 30.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

Uzasadnienie: *...ponieważ...zgodnie z regułą Markownikowa terpineol i terpinen-4-ol są produktami głównymi...*

Udzielona odpowiedź jest więc niejasna i nieprecyzyjna oraz sformułowana na podstawie błędnego merytorycznie założenia. W tym przypadku błędem było przyjęcie, że reguła Markownikowa opisuje addycję niesymetrycznych cząsteczek do alkenów nieposiadających atomów wodoru przy atomach węgla połączonych wiązaniem podwójnym. Wśród licznych niepoprawnych odpowiedzi były takie, w których zdający cytowali regułę Markownikowa (Przykład 31.). Trzeba pamiętać, że wyłączenie zacytowanie reguły nie stanowi uzasadnienia i nie może zostać ocenione pozytywnie.

Przykład 31.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

Uzasadnienie: *...ponieważ...zgodnie z regułą Markownikowa...atom H przyłącza się do tego węgla, który posiada potencyjnie większą ilość wiązań...*

Odpowiedzi formułowane przez zdających były często niejasne i nieprecyzyjne oraz zawierały błędy merytoryczne (Przykład 32. i Przykład 33.). Powodem takiego stanu rzeczy mogła być pobieżna analiza informacji wprowadzających, z którymi należało zapoznać się, rozwiązując zadanie. Część zdających posługiwała się skrótami myślowymi i swoje uzasadnienie zapisywała w sposób niegramatyczny i nielogiczny (Przykład 34.).

Przykład 32.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

Uzasadnienie: *Ponieważ zarówno związki II i III nie mają żadnego wodoru przy obu atomach węgla, natomiast w związku podwojonym, wice... nie działa tutaj reguła Markownikowa.*

Przykład 33.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

Uzasadnienie: *W związku IV... jeden z węgli... przy podwojonym... wiązaniu nie ma at. węgla, dlatego nie obowiązuje tu reguła Markownikowa.*

Przykład 34.

Informacja (jest / nie jest) poprawna.

Uzasadnienie: *Do węgla do którego przyłącza się grupa -OH w związku II i III posiadają tylko samo wodoru.*

Zacytowana odpowiedź ze względu na sposób zapisu jest niejasna i niezrozumiała. Wynika z niej jednak, że grupa $-OH$ przyłącza się do węgla w związkach II i III, tymczasem są to produkty addycji do związku IV. Ponadto z odpowiedzi tej wynika także, że brany jest pod uwagę jeden atom węgla w dwóch różnych cząsteczkach i rozpatrywane jest tylko przyłączenie grupy hydroksylowej. Tymczasem reakcja addycji polega na przyłączeniu dwóch grup (w tym przypadku atomu wodoru i grupy $-OH$) do dwóch atomów węgla w jednej cząsteczce i należy porównać ze sobą właśnie te dwa atomy.

Kolejnym zadaniem było zadanie 27.2. (poziom wykonania – 23%). Należało w nim rozstrzygnąć, czy dodanie stałego wodorotlenku potasu do wodnego roztworu aminy, w którym ustala się równowaga dynamiczna, będzie miało wpływ na wartość jej stopnia dysocjacji, i uzasadnić odpowiedź. W rozstrzygnięciu należało potwierdzić wpływ dodanego wodorotlenku na wartość stopnia dysocjacji aminy, a w uzasadnieniu – odwołać się do mechanizmu procesu równowagowego zachodzącego w tym roztworze.

Zdarzyły się odpowiedzi, w których już na etapie rozstrzygnięcia popełniono błąd, uznając, że dodatek stałego wodorotlenku potasu nie będzie miał wpływu na wartość stopnia dysocjacji aminy (Przykład 35.).

Przykład 35.

Rozstrzygnięcie: *..... Nie będzie miało wpływu.....*

Uzasadnienie: *..... ponieważ aminy nie reagują z zasadami.....*

Niektórzy zdający dokonali poprawnego rozstrzygnięcia, ale błędnie uzasadniali odpowiedź. W Przykładach 36. i 37. zdający w uzasadnieniach powołują się na mechanizm procesu

równowagowego zachodzącego w roztworze, jednak w przykładzie 36. zdający użył niewłaściwego pojęcia „stężenie jonowe”, a w przykładzie 37. pojawiły się dwa sprzeczne ze sobą stwierdzenia.

Przykład 36.

Rozstrzygnięcie: *będzie miało wpływ*

Uzasadnienie: *wartość K zmniejszy się, bo równowaga reakcji przesunie się w lewo i zmniejszy się stężenie jonowe*

Przykład 37.

Rozstrzygnięcie: *Tak*

Uzasadnienie: *razem z regułą trendową dodanie wodoroftorku przesuwa równowagę reakcji w lewo \rightarrow stopień dysocjacji zmniejszy się*

W wielu pracach, przy poprawnym rozstrzygnięciu, pojawiały się uzasadnienia zbyt ogólnikowe (Przykłady 38.–40.). Zdający mają problem z dostrzeżeniem zależności przyczynowo-skutkowych. Opisują skutek, ale nie wyjaśniają przyczyny.

Przykład 38.

Rozstrzygnięcie: *będzie miało wpływ*

Uzasadnienie: *spowoduje to zmianę stężenia jonów, które uległy dysocjacji, a stopień dysocjacji zależy od stężenia.*

Przykład 39.

Rozstrzygnięcie: *Bedzie miało wpływ na wartość stopnia dysocjacji.*

Uzasadnienie: *Na stopień dysocjacji wpływa dodanie KOH i powstanie zmienni się ilości zdysocjowanych cząstek.*

Przykład 40.

Rozstrzygnięcie: ~~*nie będzie miało wpływu*~~ *będzie miało wpływ*

Uzasadnienie: *dodanie produktu reakcji czyli jonów OH^- zmniejszy stopień dysocjacji aminy.*

Zdarzały się też odpowiedzi, w których zdający powołuje się na błędne zależności fizyko-chemiczne (Przykład 41.).

Przykład 41.Rozstrzygnięcie: *BĘDZIE MIAŁO WPŁYW*Uzasadnienie: *IONY KOH WPROWADZI DODATKOWE JONY OH⁻ DO ROZTWORU
ZMNIĘSZY STOPNIENIE DYSOCJACJI. $\uparrow \Delta = \frac{C_0}{[OH^-]} \uparrow$*

Błędy popełnione przez zdających w zadaniu 27.2. wynikały przede wszystkim z niezrozumienia procesów zachodzących w roztworach wodnych, w których ustala się stan równowagi dynamicznej. Problemem licznej grupy maturzystów był brak umiejętności formułowania precyzyjnej, zgodnej z poleceniem i merytorycznie poprawnej odpowiedzi. Istotnym brakiem wielu wypowiedzi były sformułowania zbyt ogólne.

Rozwiązania zadania 34. (poziom wykonania – 23%) należało dokonać na podstawie informacji wstępnej do tego zadania i w oparciu o podany wzór karnityny. Aby poprawnie rozwiązać zadanie, należało najpierw rozstrzygnąć, czy karnityna może być stosowana jako detergent, a potem uzasadnić swoją odpowiedź, przy czym w uzasadnieniu trzeba było uwzględnić budowę cząsteczki karnityny. Niespełna jedna czwarta maturzystów uzyskała za rozwiązanie tego zadania 1 punkt, co oznacza, że w swoim uzasadnieniu zdający ci nie popełnili błędów merytorycznych oraz uwzględnili opisane warunki polecenia. Analiza rozwiązań maturzystów pozwala na wyłonienie licznej grupy zdających, którzy dokonali poprawnych rozstrzygnięć, jednak sformułowali niepoprawne uzasadnienie (Przykład 42., Przykład 43. i Przykład 44.).

Przykład 42.Rozstrzygnięcie: *Karnityna nie może być stosowana jako detergent.*Uzasadnienie: *Cząsteczka karnityny jest polarna, nie można wyodrębnić w niej ani fragmentu hydrofilowego ani reszki hydrofobowej.*Przykład 43.Rozstrzygnięcie: *Nie.*Uzasadnienie: *W karnitynie nie ma zarówno grup polarnych jak i łańcucha niepolarnego, ponieważ dla końca łańcucha są polarne.*

Przykład 44.

Rozstrzygnięcie: *Nie może być stosowana jako detergent*

Uzasadnienie: *Nie posiada fragmentu hydrofilowego i części hydrofobowej.*

Zacytowane przykłady uzasadnienia nie mogły zostać ocenione pozytywnie, ponieważ obok informacji poprawnej podana została także inna – błędna.

Niektórzy zdający, zapisując poprawne rozstrzygnięcia, formułowali poprawne – jednak niewystraszające – uzasadnienia (Przykład 45.). Częsteczka detergentu, oprócz fragmentu polarnego, powinna zawierać również fragment niepolarny. Z udzielonej odpowiedzi (uzasadnienia) nie wynika, czy w cząsteczce karnityny taki fragment jest, czy też go nie ma, a fakt ten ma zasadnicze znaczenie. W jednoznacznej i precyzyjnej odpowiedzi powinno znaleźć się stwierdzenie o braku grupy niepolarnej (hydrofobowej) albo o obecności tylko grup polarnych.

Przykład 45.

Rozstrzygnięcie: *Nie może*

Uzasadnienie: *Cząsteczka posiada dwa ugrupowania polarne (dwa bieguny – dodatni N^+ i ujemny $-COO^-$).*

Obok zdających, którzy nie podjęli próby rozwiązania tego zadania byli także tacy, którzy uznali, iż karnityna może być stosowana jako detergent (Przykład 46.).

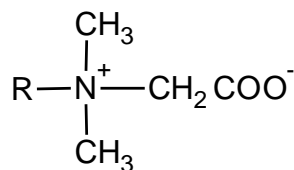
Przykład 46.

Rozstrzygnięcie: *Może być stosowana jako detergent*

Uzasadnienie: *Posiada część hydrofobową (łańcuch węglowy) oraz hydrofilową (COO^-)*

Informacja wprowadzająca do tego zadania zawiera wzór karnityny, z którym zdający mogli się wcześniej nie zetknąć, ale – na podstawie wiadomości i umiejętności zdobytych w czasie nauki w szkole oraz analizy informacji – powinni rozwiązać problem postawiony w zadaniu. Powinni więc zauważyć, że polarny fragment cząsteczki karnityny jest dwubiegunowy oraz jednoznacznie stwierdzić, że cząsteczka ta nie zawiera łańcucha hydrofobowego. Dla części zdających rozwiązanie opisanego problemu okazało się zbyt trudne, mimo że znajomość właściwości związków powierzchniowo czynnych wynika bezpośrednio z zapisów wymagań szczegółowych podstawy programowej dla IV etapu edukacyjnego z zakresu podstawowego.

Dla lepszego zobrazowania problemu można porównać budowę cząsteczki karnityny z budową przykładowego detergentu o wzorze podanym poniżej:



dla R = C₁₂₋₁₈

Biorąc pod uwagę fakt, że podstawową cechą wszystkich detergentów jest obecność hydrofobowej części z łańcuchem węglowodorowym o odpowiedniej długości oraz polarnej części cząsteczki, należy tylko potwierdzić, że karnityna nie może być detergentem, ponieważ nie posiada odpowiedniej długości łańcucha węglowodorowego.

Zadania wymagające analizy informacji

W arkuszach egzaminacyjnych na egzaminie maturalnym z chemii licznie reprezentowane są zadania zawierające materiały źródłowe, takie jak: teksty o tematyce chemicznej, wzory związków chemicznych, równania reakcji, schematy przebiegu procesów chemicznych, opisy słowne lub schematyczne rysunki ilustrujące sposób wykonania i przebieg doświadczeń, wykresy oraz tabelaryczne zestawienia danych fizykochemicznych. Większość zadań zamieszczona w tegorocznym arkuszu była poprzedzona informacją wprowadzającą lub materiałem źródłowym. Różnorodność materiału wprowadzającego w tematykę problemów, które zdający ma rozwiązać na egzaminie maturalnym z chemii, wynika z założeń podstawy programowej, zgodnie z którą kształtowane są umiejętności rozumowania, argumentowania i wnioskowania oraz wykorzystywania informacji z różnorodnych źródeł.

Poniżej zostaną omówione wybrane zadania, w których wykorzystano różnorodne materiały źródłowe, oraz problemy, jakie mieli uczniowie z ich interpretacją podczas rozwiązywania zadań.

Zadanie 10. było zadaniem zamkniętym, którego rozwiązanie wymagało analizy informacji wstępnej – został w niej opisany proces przemysłowej produkcji kwasu azotowego(V). Jednym z etapów tego procesu była reakcja utlenienia tlenku azotu(II) do tlenku azotu(IV), przebiegająca w fazie gazowej. W arkuszu zamieszczono wykres przedstawiający zależność równowagowego stopnia przemiany NO w NO₂ od temperatury dla dwóch różnych wartości ciśnienia p_1 i p_2 oraz opisano zależność między wydajnością tworzenia NO₂ a wartością równowagowego stopnia przemiany. Na podstawie analizy stechiometrii równania reakcji utlenienia tlenku azotu(II), w której łączna liczba moli gazowych substratów (NO i O₂) była większa od liczby moli gazowego produktu (NO₂), oraz wykresu należało zdecydować, czy ciśnienie p_1 było wyższe od ciśnienia p_2 oraz wskazać efekt energetyczny przemiany (endo- lub egzoenergetyczny) i określić wartość ΔH procesu (dodatnią lub ujemną).

Zadanie okazało się trudne (poziom wykonania – 44%). Na podstawie analizy wykresu zdający powinien zauważyć, że dla danej temperatury równowagowy stopień przemiany NO w NO₂ dla procesu przebiegającego pod ciśnieniem p_1 był niższy niż dla procesu przebiegającego pod ciśnieniem p_2 . Ciśnienie p_1 musiało być więc niższe niż p_2 , ponieważ zgodnie z regułą przekory wydajność tej reakcji wzrasta ze wzrostem ciśnienia. Również z przebiegu wykresu przy stałym ciśnieniu i rosnącej wartości temperatury zdający powinien wywnioskować, że proces jest egzotermiczny (ΔH jest ujemna), ponieważ zgodnie z regułą przekory wraz ze wzrostem temperatury wydajność tej przemiany maleje. Analiza rozwiązań zadań zamieszczonych w tegorocznym arkuszu, w których zdający korzystali z tego typu materiałów źródłowych, pokazuje

że mają oni trudności z rozwiązywaniem złożonych problemów wymagających dokładnej analizy opisanego zjawiska, wykorzystania wielu informacji oraz dostrzeżenia i połączenia kilku faktów.

W rozwiązaniach tego zadania najczęściej zdający, przy poprawnym określeniu efektu energetycznego oraz wartości ΔH , błędnie wskazywali na wyższą wartość ciśnienia p_1 niż p_2 , co wynikało z niewłaściwej interpretacji wpływu zmiany ciśnienia na równowagę procesu w zależności od stechiometrii równania reakcji. Zdarzały się też takie odpowiedzi, w których zaznaczonemu efektowi energetycznemu maturzyści przypisywali błędną wartość.

Przykład 47. pokazuje zmagania zdającego z rozwiązaniem tego zadania. Liczne skreślenia przy wyborze odpowiedzi mogą świadczyć o trudnościach związanych z analizą i przetworzeniem zamieszczonych w materiale źródłowym informacji.

Przykład 47.

poprawne odpowiedzi
Ciśnienie p_1 jest (~~wyższe~~ / ~~niższe~~) od ciśnienia p_2 . Przemiana NO w NO₂ to reakcja
(~~endotermiczna~~ / ~~egzotermiczna~~), co oznacza, że wartość ΔH tej przemiany jest
(~~dodatnia~~ / ~~ujemna~~).
poprawne odpowiedzi tutaj to kolejno: wyższe, endotermiczne, dodatnie
poprawne

Zadanie 12. (poziom wykonania – 45%) to kolejne zadanie, w którym zdający musiał się wykazać umiejętnością analizy tekstu opisującego proces równowagowy zachodzący w fazie gazowej podczas dimeryzacji tlenku azotu(IV) oraz interpretacji wykresu dotyczącego opisanego procesu. Zadanie zawierało dwa polecenia, oceniane łącznie 2 punktami. Pierwsze polecenie dotyczyło części rachunkowej, w której należało obliczyć stężeniową stałą równowagi opisaną reakcją w temperaturze 25 °C. Z zamieszczonego wykresu przedstawiającego zależność stężenia molowego reagentów – NO₂ i N₂O₄ – od czasu przebiegającej reakcji zdający powinien odczytać równowagowe stężenia obu gazów, a następnie podstawić te wartości do właściwej zależności na stężeniową stałą równowagi procesu. Za poprawne rozwiązanie tej części zadania zdający mógł otrzymać 1 punkt. Drugie polecenie dotyczyło uzupełnienia zdania, w którym zdający miał odnieść się do zależności stężeniowej stałej równowagi opisaną reakcją od temperatury. Powinien on dokonać rozstrzygnięcia na podstawie informacji, że zmiana entalpii reakcji dimeryzacji tlenku azotu(IV) jest mniejsza od zera. Ta część zadania nie była dla zdających trudna. W odróżnieniu od zadania 10., w którym określenie efektu energetycznego reakcji wymagało skorzystania z wielu informacji, ich właściwej interpretacji i dalszego przetwarzania, to zadanie było typowe – z tak zaprezentowanym problemem uczniowie często spotykają się na lekcjach chemii.

Najczęściej popełniane przez maturzystów błędy dotyczyły części rachunkowej zadania. Wynikały one z niepoprawnej interpretacji wykresu (Przykład 48.) albo błędnego zastosowania wyrażenia na stężeniową stałą równowagi (Przykład 49.).

Przykład 48.

Obliczenia:

$$K = \frac{[N_2O_4]_R}{[NO_2]_R^2}$$

$$[NO_2]_0 = 0,08 \text{ mol/dm}^3$$

$$[NO_2]_{R_{2020}} = 0,08 - 0,0337 = 0,0463 \text{ mol/dm}^3$$

$$[N_2O_4]_R = 0,0232 \quad [NO_2]_R = 0,0337$$

$$K = \frac{0,0232}{(0,0337)^2}$$

$$K = \frac{0,0232}{0,00114} = \underline{\underline{20,4}}$$

$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$$

0,0463	0,0232
--------	--------

Przykład 49.

Obliczenia:

$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$$

$$0,025 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,0337 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,0125)^2}{0,0337} = 0,000468 = 4,68 \cdot 10^{-4}$$

Były też rozwiązania (Przykłady 50. i 51.), w których maturzyści do wyrażenia na stężeniową stałą równowagi zamiast wartości odczytanych z wykresu podstawiali wyniki błędnych obliczeń wykonanych na podstawie stechiometrii reakcji.

Przykład 50.

Obliczenia:

$$C_p \quad C_{pne} \quad C_r$$

$$K = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{0,0337}{(0,0115)^2} =$$

$$K = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{0,0337}{0,000625} = 5,392 \cdot 10^{-2}$$

Przykład 51.

Obliczenia:

$$K = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{0,0337}{2 \cdot (0,025)^2} = \frac{0,0337}{0,0015625} = \underline{\underline{21,568}}$$

$$= \frac{0,0337}{0,025} = \underline{\underline{1,35}}$$

Przykład 52. ilustruje sytuację, w której zdający poprawnie rozwiązał problem merytoryczny, ale w ostatnim przekształceniu podał błędnie zapisany wynik w notacji wykładniczej. Świadczy to o braku biegłości w posługiwaniu się narzędziami matematycznymi.

Przykład 52.

Obliczenia:

$$K = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{0,0337}{(0,025)^2} = \frac{0,0337}{0,00015625} = 215,749 = 2,16 \cdot 10^{-2}$$

W arkuszach maturalnych często stosowaną informacją wprowadzającą do zadania lub wiązek zadań są schematyczne rysunki ilustrujące sposób wykonania doświadczenia i jego przebieg. W tegorocznym arkuszu wiązka zadań: 19., 20. i 21. była poprzedzona schematem doświadczenia, który opisywał jego przebieg. W dwóch probówkach umieszczono wodny roztwór siarczanu(IV) sodu. Do pierwszej próbki dodano kilka kropeł alkoholowego roztworu fenoloftaleiny, a do drugiej – nadmiar stężonego kwasu solnego. Z opisu doświadczenia wynikało, że zmiany świadczące o przebiegu reakcji chemicznej zaobserwowano w obu probówkach. W zadaniu 19. zdający mieli opisać te zmiany. Poziom jego wykonania był równy 47%, co oznacza, że prawie co drugi zdający poprawnie opisał zmiany w obu probówkach i otrzymał za rozwiązanie tego zadania 1 punkt. W odpowiedziach pozostałych maturzystów przyczyną najczęściej popełnianych błędów była niepoprawna identyfikacja zawartości probówek wynikająca z niezbyt wnikliwej analizy zachodzących w nich procesów.

W Przykładzie 53. zdający błędnie zidentyfikował gaz wydzielający się w próbówce II, ponieważ przyjął, że zachodzący proces to utlenienie jonów chlorkowych.

Przykład 53.

Próbówka I: pojawiło się malinowe zabarwienie roztworu

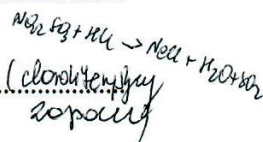
Próbówka II: doświadczył się stężony zapach chloru
 (jak na basenie)

W wielu arkuszach zdający analizowali poprawnie procesy zachodzące w prezentowanych doświadczeniach, o czym mogą świadczyć dopiski przy zadaniach. Jednak niepoprawnie opisali wybraną właściwość zidentyfikowanej substancji (Przykład 54.).

Przykład 54.

Probówka I: zabarwienie na malinowo różowe

Probówka II: Wydzielenie m. pom. o zapachu ziemnych 'jaj' (chlorotenyfowy zapach)



Często w opisie zmian były stosowanie przez zdających skróty myślowe (Przykład 55.)

Przykład 55.

Probówka I: Zabarwienie probówki na kolor malinowy

Probówka II: wydzielają się pecherzyki gazu

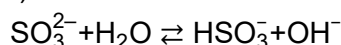
Odrębnym problemem było zapisywanie przez zdających kilku obserwacji, z których np. jedna była poprawna, a pozostałe – błędne (Przykład 56.). Zdający poprawnie opisał obserwację dotyczącą pojawienia się barwy roztworu w probówce I, ale jednocześnie błędnie wskazał na wydzielenie się bezbarwnego gazu. W wyniku procesu hydrolizy soli odczyn roztworu jest zasadowy. Natomiast w warunkach tego doświadczenia nie jest możliwe zaobserwowanie powstania gazowego tlenku siarki(IV).

Przykład 56.

Probówka I: Roztwór zabarwił się na malinowo i wydzielają się bezbarwny gaz

Probówka II: wydzielają się bezbarwny gaz

Kolejne zadanie z tej wiązki – zadanie 20. – dotyczyło procesów równowagowych zachodzących w probówce I podczas hydrolizy siarczanu(IV) sodu. Spośród trzech drobin: H_2SO_3 , HSO_3^- i SO_3^{2-} należało wybrać tę, której obecność – jako słabego kwasu Brønsteda – potwierdził wynik doświadczenia. Zadanie okazało się dla zdających trudne (poziom wykonania – 43%). Na podstawie analizy doświadczenia w probówce I można było stwierdzić, że słabym kwasem Brønsteda jest jon HSO_3^- , ponieważ w roztworze zachodzi hydroliza soli Na_2SO_3 , a dokładniej protoliza anionu siarczanowego(IV):



Ponieważ anion SO_3^{2-} wykazuje stosunkowo silne właściwości zasadowe, na podstawie teorii Brønsteda można stwierdzić, że sprzężony z nim kwas (HSO_3^-) jest kwasem słabym. Pojawiające się odpowiedzi, w których zdający wybierali kwas H_2SO_3 , były nieuprawnione. Kwas ten występuje w kolejnej równowadze Brønsteda i aby ocenić jego właściwości kwasowe należy znać właściwości zasadowe anionu HSO_3^- , a na podstawie przeprowadzonego jedynie doświadczenia I nie można tego wykazać. Trudności zdających mogły wynikać z braku

wnikliwej analizy problemu związanego z mechanizmami procesów równowagowych zachodzących w roztworze. Można też wnioskować, że część zdających pamiętała, że kwas siarkowy(IV) jest kwasem słabym, i podkreśliła jego wzór, nie analizując procesu zachodzącego podczas przeprowadzonego doświadczenia.

Ostatnie z tej wiązki – zadanie 21. – dotyczyło interpretacji wyniku doświadczenia w probówce II. Składało się ono z dwóch części. W rozwiązaniu należało sformułować wniosek dotyczący właściwości kwasu siarkowego(IV), którą to doświadczenie potwierdziło, oraz napisać równanie reakcji wykazujące przyczynę obserwowanych w doświadczeniu zmian. Zadanie osiągnęło niski poziom wykonania. Jednym z powodów niskiego wyniku (poziom wykonania – 23%) okazała się trudność polegająca na poprawnym powiązaniu obserwowanych zmian (wydzielanie gazu) z wynikającymi z tej obserwacji właściwościami kwasu. Często zdający, udzielając odpowiedzi, nie próbowali dostrzec zależności przyczynowo-skutkowych, a jedynie przywoływali zapamiętane informacje na temat kwasu siarkowego(IV). Najczęściej powtarzającymi się błędami były stwierdzenia, że kwas siarkowy(IV) jest od kwasu chlorowodorowego bardziej: *lotny, nieutleniający, redukujący, jest kwasem tlenowym, jest kwasem Brønsteda, a także amfoterycznym czy buforowym*. Takie odpowiedzi świadczą o nierozumieniu podstawowych pojęć, automatycznie udzielanych odpowiedzi, również niewystarczająco wnikliwej analizie procesu zachodzącego w probówce. Na poparcie tych słów można przytoczyć odpowiedzi, w których zdający błędnie określa właściwość kwasu, ale udziela poprawnej odpowiedzi w drugiej części zadania (Przykłady 57. i 58.).

Przykład 57.

Kwas siarkowy(IV) jest słabszy niż kwas chlorowodorowy i jest kwasem*redukującym*.....

Równanie reakcji: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Przykład 58.

Kwas siarkowy(IV) jest słabszy niż kwas chlorowodorowy i jest kwasem*Brønsteda (tlenowym)*.....

Równanie reakcji: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$

Przykłady 59. i 60. ilustrują najczęściej popełniane błędy w zapisie – w formie jonowej skróconej – równania reakcji, która zaszła w probówce II. W Przykładzie 59. zapis wzoru uwodnionego tlenku siarki(IV) jest nieuprawniony, gdyż w wyniku zachodzącej w probówce II reakcji wydzielą się gaz – SO_2 . Również błędem jest zastosowanie wzoru kwasu siarkowego(IV) jako H_2SO_3 w opisanej reakcji, ponieważ jest nieadekwatne do przebiegu doświadczenia.

Przykład 59.

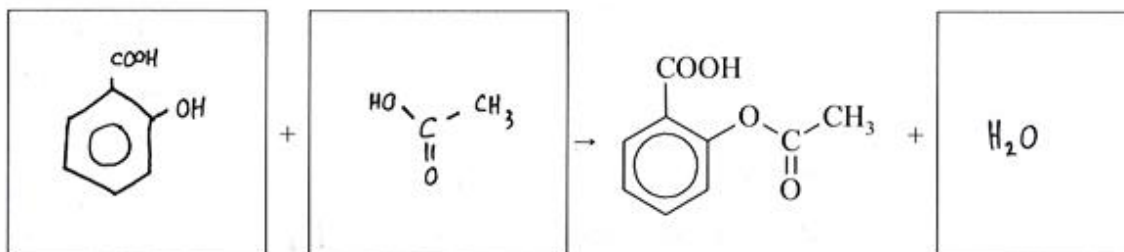
Równanie reakcji: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Przykład 60.

Kwas siarkowy(IV) jest słabszy niż kwas chlorowodorowy i jest kwasem ~~silnym~~ *niepełnym*

Równanie reakcji: $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

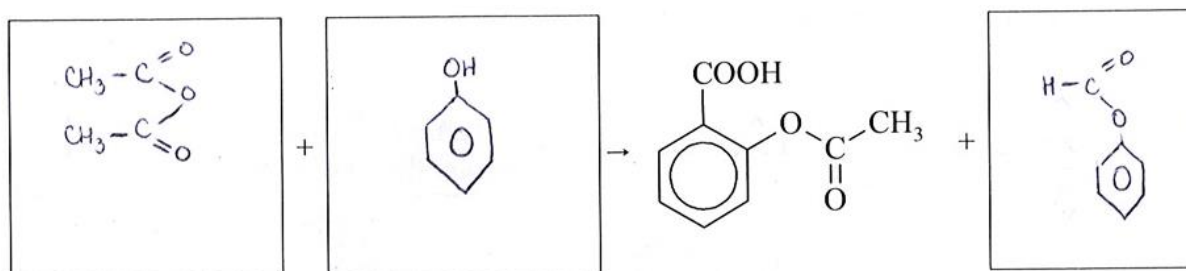
Zadanie 36. poprzedzone było materiałem źródłowym, w którym za pomocą schematu zilustrowano proces otrzymywania bezwodników kwasowych, w reakcji kondensacji, z kwasów monokarboksylowych. W tekście źródłowym znalazła się również informacja dotycząca produktów reakcji bezwodników kwasowych z fenolami i alkoholami. Podane w materiale źródłowym informacje należało zastosować do konkretnych związków – napisać równanie reakcji otrzymania kwasu acetylosalicylowego (estru), którego jednym z substratów był bezwodnik kwasu octowego. Z opisanym procesem zdający mogli nie spotkać się w czasie realizacji w szkole podstawy programowej. Zadanie to wymagało wnikliwej analizy materiału źródłowego i powiązania znajdujących się w nim informacji z wiadomościami uzyskanymi w szkole. Na podstawie podanego wzoru kwasu acetylosalicylowego zdający powinni odtworzyć wzór kwasu karboksylowego (octowego) i wzór związku zawierającego grupę hydroksylową (w tym przypadku kwasu o-hydroksybenzoowego – kwasu salicylowego). Następnie na podstawie informacji o powstawaniu bezwodników kwasowych należało utworzyć wzór bezwodnika kwasu octowego. Zadanie to dla maturzystów okazało się trudne (poziom wykonania – 27%). Najwięcej trudności sprawiło zdającym odtworzenie wzorów obu substratów. Na przykład, gdy na podstawie wzoru estru poprawnie odtworzyli wzór kwasu salicylowego, to nie brali pod uwagę, że reakcja przebiega z udziałem bezwodnika kwasowego (Przykład 61.). Rozwiązanie to wskazuje też na schematyczne odtwarzanie zapamiętanych informacji, gdyż podczas szkolnego kursu chemii właśnie w ten sposób zdający zapisywali równania reakcji otrzymywania kwasu acetylosalicylowego.

Przykład 61.

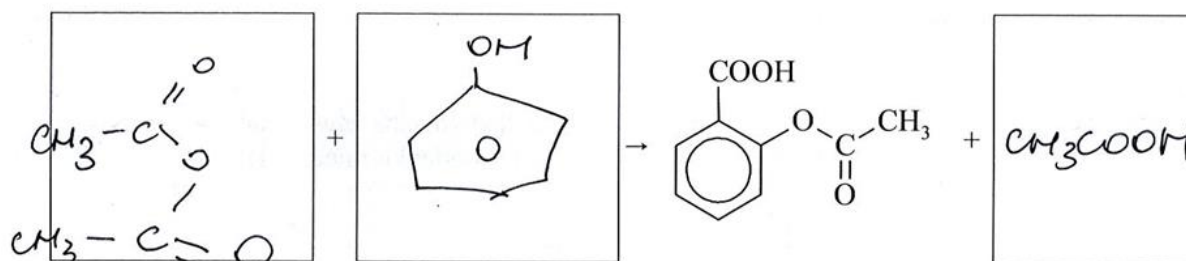
Trudności zdających z właściwą interpretacją tekstu źródłowego ilustrują Przykłady 62. i 63. W obu przypadkach maturzyści uwzględnili informację o sposobie powstawania bezwodników kwasowych, ale niepoprawnie zinterpretowali zapis dotyczący reakcji bezwodników kwasowych z fenolami. Nie wzięli pod uwagę, że fenole to nazwa grupy związków, do której

należy nie tylko benzenol (fenol). Przykłady te pokazują również, że zdający nie sprawdzają poprawności zapisu równania reakcji chemicznej, np. pod kątem bilansu masy.

Przykład 62.

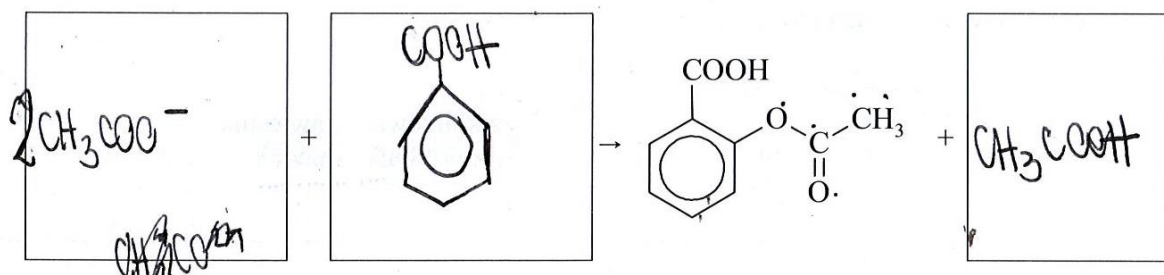


Przykład 63.



Były również takie rozwiązania, które świadczą o niezrozumieniu prezentowanych w materiale źródłowym informacji (Przykład 64.). Przypuszczać można, że z tego też powodu niektórzy maturzyści nie podejmowali próby rozwiązania tego zadania.

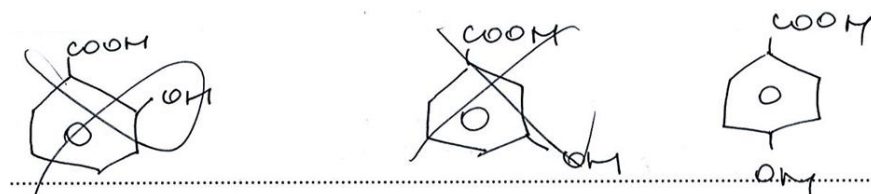
Przykład 64.



Materiał źródłowy zamieszczony do zadania 33. (poziom wykonania – 42%) zawierał tekst, w którym opisano zależności mocy trzech izomerycznych aromatycznych hydroksykwasów od tworzących się wewnątrzcząsteczkowych wiązań wodorowych. Aby udzielić poprawnej odpowiedzi zdający musiał uważnie przeczytać tekst i rozstrzygnąć, w jakim położeniu względem siebie powinny znajdować się w pierścieniu benzenowym grupy –COOH i –OH, i napisać wzór półstrukturalny albo uproszczony tego izomeru kwasu hydroksybenzenokarboksylowego.

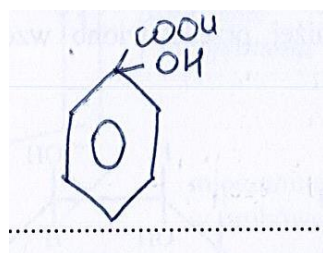
Najliczniejsza grupa zdających wskazywała jako najmocniejszy ten kwas, w którym grupy hydroksylowa i karboksylowa w pierścieniu benzenowym są położone najdalej od siebie. Nie przeczytali uważnie informacji, że moc kwasu wzrasta, kiedy – w wyniku tworzenia wiązań wodorowych – osłabione zostaje wiązanie tlen – wodór w grupie karboksylowej. W konsekwencji maturzyści rysowali wzór kwasu 4-hydroksybenzenokarboksylowego (Przykład 65.).

Przykład 65.



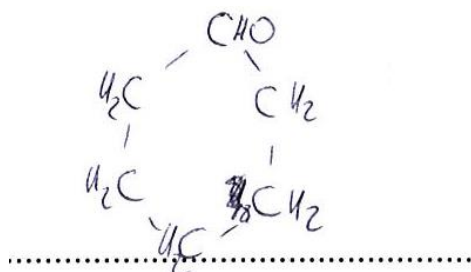
Inni uważnie przeanalizowali informacje dotyczącą wpływu wiązania wodorowego na moc kwasu i właściwie zinterpretowali zapis dotyczący udziału atomu tlenu grupy karboksylowej w tworzeniu wewnątrzcząsteczkowego wiązania wodorowego, jednak popełnili błędy w zapisie wzoru kwasu (Przykład 66.).

Przykład 66.

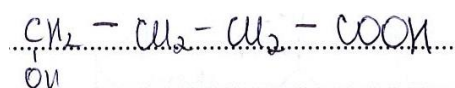


Tylko nieliczna grupa zdających nie poradziła sobie z interpretacją informacji i opisem zależności przyczynowo-skutkowych w prezentowanym materiale źródłowym i udzielała odpowiedzi, które nie mają nic wspólnego z wymienionymi w zadaniu związkami (Przykłady 67. i 68.).

Przykład 67.



Przykład 68.



Analiza odpowiedzi do zadań, w których zamieszczono różnego rodzaju materiały źródłowe, pokazuje, że liczna grupa maturzystów dobrze radzi sobie z interpretacją opisanych procesów i zjawisk i rozwiązuje zadania poprawnie. W wielu przypadkach przyczyny niepowodzenia można dopatrywać się w sposobie udzielanych odpowiedzi, np. użycie niejednoznacznych, zbyt ogólnikowych sformułowań, stosowanie skrótów myślowych. Maturzyści nie mają problemów z korzystaniem z tekstów źródłowych, gdy są one krótkie i nie opisują złożonych zjawisk i procesów. Najwięcej trudności sprawiają te teksty, które wymagają wykorzystania wielu informacji i ich właściwej selekcji oraz skojarzenia i integracji kilku elementów, np. z różnych działów chemii. Dużą trudność maturzystom sprawiają informacje, podczas analizy których trzeba się wykazać różnymi umiejętnościami, np. interpretacją danych prezentowanych na wykresie, schematów przebiegu procesów chemicznych, wzorów związków.

Zadania wymagające rozumowania i zastosowania wiedzy do rozwiązywania problemów

Na każdym egzaminie maturalnym z chemii obecna jest pewna pula zadań sprawdzających opanowanie wiedzy chemicznej. Maturzyści w czasie całego okresu nauki zdobywają, obok umiejętności, wiadomości, które odpowiednio wykorzystane i przetworzone pozwalają im rozwiązywać złożone problemy chemiczne.

Treści merytoryczne, których minimalny zasób powinien mieć maturzysta, wynikają wprost z podstawy programowej kształcenia ogólnego. Są one tak dobrane, aby opanowanie ich pozwalało absolwentowi szkoły średniej – maturzyście zdającemu egzamin maturalny z chemii – dostrzec powiązania między chemią, jako nauką, a otaczającym człowieka środowiskiem przyrodniczym, właściwościami substancji i materiałów oraz przemianami, jakim one ulegają. To właśnie wiedza połączona z naturalną ciekawością oraz umiejętnością wyszukiwania, selekcjonowania i krytycznej analizy informacji pozwala wykształcić niezmiernie ważną kompetencję, jaką jest myślenie naukowe, czyli umiejętność wykorzystania wiedzy o charakterze naukowym do identyfikowania i rozwiązywania problemów, a także formułowania wniosków opartych na obserwacjach empirycznych.

Również i w tegorocznym arkuszu egzaminacyjnym znalazły się zadania opisane II wymaganiem ogólnym podstawy programowej: rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Wybrane przykłady tych zadań zostały omówione, ze szczególnym uwzględnieniem najczęściej popełnianych przez zdających błędów.

Jednym z takich zadań było zadanie 2. związane z opisem i przewidywaniem wpływu rodzaju wiązania chemicznego na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych. Aby zdobyć 1 punkt, należało uzupełnić tabelę – wpisać do niej temperatury wrzenia trzech substancji znajdujących się pod ciśnieniem atmosferycznym – wodoru, chlorku wapnia i chlorowodoru – wybierając je spośród czterech dostępnych wartości. Zadanie to okazało się dla maturzystów trudne (poziom wykonania – 29%).

W odpowiedziach do tego zadania najczęściej popełnianym błędem było wpisywanie do tabeli wartości 100 °C jako temperatury wrzenia chlorowodoru. W Przykładzie 69. pokazano taką odpowiedź zdającego, w której poprawnie wskazał on temperatury wrzenia wodoru i chlorku wapnia, ale błędnie temperaturę wrzenia ostatniej substancji. Jest to tym bardziej zaskakujące, że chlorowódz to związek chemiczny dobrze znany maturzystom, z którym spotykają się oni od początku kształcenia chemicznego, jeszcze na poziomie gimnazjum. Jednym

z zalecanych doświadczeń podczas nauki chemii w gimnazjum jest otrzymywanie kwasu solnego – wodnego roztworu chlorowodoru. Oznacza to, że każdy uczeń jeszcze w gimnazjum powinien wykonać lub obserwować doświadczenie, w którym otrzymuje się gazowy chlorowódor, a następnie rozpuszcza się go w wodzie.

Przykład 69.

Substancja	wodór, H ₂	chlorek wapnia, CaCl ₂	chlorowódor, HCl
Temperatura wrzenia, °C	-253°C	1935°C	100°C

Wodór to także substancja, która jest znana i szeroko omawiana na każdym etapie edukacji, gaz ten znany jest także z życia codziennego. Przykład 70. i Przykład 71. są ilustracją sytuacji, w której maturzyści błędnie wybrali temperaturę jego wrzenia. Jest to zaskakujące, ponieważ już w gimnazjum, najczęściej na przykładzie cząsteczki tego gazu omawiane było tworzenie wiązań kowalencyjnych, a potem, podczas IV etapu edukacji kolejny raz, dokładniej, omawia się właściwości tej substancji i brak oddziaływań pomiędzy cząsteczkami tego gazu, które mogłyby wpływać na podwyższenie jego temperatury wrzenia.

Przykład 70.

Substancja	wodór, H ₂	chlorek wapnia, CaCl ₂	chlorowódor, HCl
Temperatura wrzenia, °C	-85°C	1935°C	100°C

Przykład 71.

Substancja	wodór, H ₂	chlorek wapnia, CaCl ₂	chlorowódor, HCl
Temperatura wrzenia, °C	100°C	1935°C	-253°C

Analiza odpowiedzi maturzystów pokazuje, że najczęściej nie mieli oni problemów ze wskazaniem temperatury wrzenia chlorku wapnia. Prawdopodobnie informacja o wysokich temperaturach wrzenia soli – związków o budowie jonowej – jest dobrze znana absolwentom szkół średnich.

Kolejnym zadaniem, w którym oczekiwano odwołania się do zdobytych w szkole wiadomości, było zadanie 4. Składało się ono z dwóch części. W zadaniu 4.1. maturzyści powinni byli wybrać i wpisać to tabeli nazwy substancji, które tworzą w stałym stanie skupienia kryształy jonowe i metaliczne. Zadanie to okazało się dla maturzystów trudne (poziom wykonania – 23%).

Najczęstszy problem maturzystów dotyczył wyboru substancji, które w stałym stanie skupienia tworzą kryształy jonowe. Przykład 72. i 73. ilustrują typowe błędne odpowiedzi. W zasadzie wszyscy maturzyści identyfikowali poprawnie chlorek sodu, ale wielu z nich zapominało,

że także tlenek magnezu i wodorotlenek sodu, to substancje zbudowane z jonów i tworzące tym samym w stanie stałym kryształy jonowe.

Przykład 72.

Kryształy	
jonowe	metaliczne
chlorki sodu	glin, sól

Przykład 73.

Kryształy	
jonowe	metaliczne
chlorki sodu, wodorotlenek sodu	glin, sól

Liczna grupa zdających popełniała także błędy przy wyborze substancji tworzących kryształy metaliczne. Zdarzały się odpowiedzi, w których maturzyści wybierali jod – substancję, która jest niemetalem. Zostało to zilustrowane jako Przykład 74.

Przykład 74.

Kryształy	
jonowe	metaliczne
chlorki sodu wodorotlenki sodu	sól, jod, glin

Kolejnym zadaniem, w którym oczekiwano od maturzysty zastosowania zdobytej wiedzy do rozwiązywania problemów, była druga część zadania 4. Należało uzupełnić zdania, uwzględniając rodzaj nośników odpowiedzialnych za przepływ prądu w kryształach metalicznych oraz w związkach jonowych po stopieniu. Zadanie to było dla maturzystów trudne (poziom wykonania – 22%).

Większość zdających poprawnie wskazywała elektrony jako nośniki ładunku w kryształach metalicznych (Przykład 75. i Przykład 77.), choć pewna grupa maturzystów twierdziła, że za przewodzenie prądu w metalach odpowiedzialne są jony (Przykład 76.).

Przykład 75.

W kryształach metalicznych nośnikami ładunku są kationy i elektrony,
dlatego metale przewodzą prąd elektryczny w stałym stanie skupienia.

Związki jonowe po stopieniu przewodzą prąd elektryczny, ponieważ powstają aniony
miedzi i kationy metali - one przewodzą prąd

Przykład 76.

W kryształach metalicznych nośnikami ładunku są kationy,
dlatego metale przewodzą prąd elektryczny w stałym stanie skupienia.

Związki jonowe po stopieniu przewodzą prąd elektryczny, ponieważ powstają
wolne kationy dodatnie i ujemne

Analiza rozwiązań maturzystów wskazuje, że znacznie większym wyzwaniem było określenie nośników ładunku w związkach jonowych po stopieniu. Wielu zdających formułowało swoją odpowiedź w sposób, który jednoznacznie sugerował, że jony powstają dopiero po stopieniu (Przykład 75.), inni zaś, często dość nieudolnie, próbowali opisać proces dysocjacji termicznej, ale nie wskazywali, które indywidualne są za przepływ jonów w stopionych związkach jonowych. Takie rozwiązanie przedstawiono w Przykładzie 77.

Przykład 77.

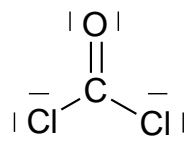
W kryształach metalicznych nośnikami ładunku są elektrony,
dlatego metale przewodzą prąd elektryczny w stałym stanie skupienia.

Związki jonowe po stopieniu przewodzą prąd elektryczny, ponieważ pod wpływem
temperatury nie są jony nie dysocjują

Także zadanie 5. dotyczyło rozumowania i zastosowania nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Zadanie to było zadaniem zamkniętym, w którym od maturzysty oczekiwano uzupełnienia informacji dotyczącej struktury elektronowej cząsteczki fosfenu. Zdający mieli wybrać i podkreślić jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasach. Podobnie jak zadania wcześniejsze, również i to okazało się dla maturzystów zadaniem trudnym (poziom wykonania – 23%).

Fosgen, cząsteczka o wzorze COCl_2 nie jest co prawda związkami, którego budowę i właściwości omawia się standardowo w czasie szkolnego kursu chemii. Z drugiej strony jednak, jego struktura nie jest skomplikowana, a jej ustalenie nie powinno nastroczać maturzystom żadnych trudności (podobieństwo do budowy cząsteczki metanal). Tym bardziej, użycie takiej cząsteczki w zadaniu maturalnym, spełnia II wymaganie ogólne podstawy programowej – pozwala zastosować nabytą wiedzę do rozwiązywania problemów.

Wydaje się, że – aby opisać budowę i strukturę elektronową fosgenu i zdobyć za zadanie 1 punkt – wystarczyło poprawnie narysować wzór elektronowy tego związku:



Prosta analiza pozwala bowiem zauważyć, że wokół atomu centralnego (węgla) znajdują się trzy atomy (dwa atomy chloru i jeden atom tlenu) oraz że nie ma on wolnej pary elektronowej. Orbitalom walencyjnym atomów centralnych cząsteczek spełniających analogiczne warunki steryczne (np. BCl_3 , SO_2 , NO_2^- czy eten), które omawiane są najczęściej w czasie lekcji chemii, przypisuje się hybrydyzację sp^2 , są one płaskie. Niestety odpowiedzi, w których zdający wykazywali inny typ hybrydyzacji, albo wybierali inną niż płaską budowę cząsteczki fosgenu, były dość częste, jak pokazano w Przykładzie 78.

Przykład 78.

Orbitalom walencyjnym atomu węgla przypisuje się hybrydyzację (sp / sp^2 / sp^3). Orientacja przestrzenna tych orbitali powoduje, że cząsteczka fosgenu (jest / nie jest) płaska. Wiązanie π w tej cząsteczce tworzą orbital walencyjny (s / p / zhybrydyzowany) atomu węgla i orbital walencyjny p atomu tlenu.

Przykłady 79. i 80. ilustrują problem zdających z określeniem, które orbitale węgla i tlenu tworzą w tej cząsteczce wiązanie π . Aby udzielić poprawnej odpowiedzi, wystarczyło odwołać się do wiadomości i przypomnieć sobie, że wiązanie tego typu powstaje w wyniku bocznego nakładania się orbitali innych niż orbitale s . W praktyce szkolnej dotyczy to wyłącznie sytuacji, w której bocznie nakładają się orbitale p .

Przykład 79.

Orbitalom walencyjnym atomu węgla przypisuje się hybrydyzację (sp / sp^2 / sp^3). Orientacja przestrzenna tych orbitali powoduje, że cząsteczka fosgenu (jest / nie jest) płaska. Wiązanie π w tej cząsteczce tworzą orbital walencyjny (s / p / zhybrydyzowany) atomu węgla i orbital walencyjny p atomu tlenu.

Przykład 80.

Orbitalom walencyjnym atomu węgla przypisuje się hybrydyzację (sp / sp^2 / sp^3). Orientacja przestrzenna tych orbitali powoduje, że cząsteczka fosgenu (jest / nie jest) płaska. Wiązanie π w tej cząsteczce tworzą orbital walencyjny (s / p / zhybrydyzowany) atomu węgla i orbital walencyjny p atomu tlenu.

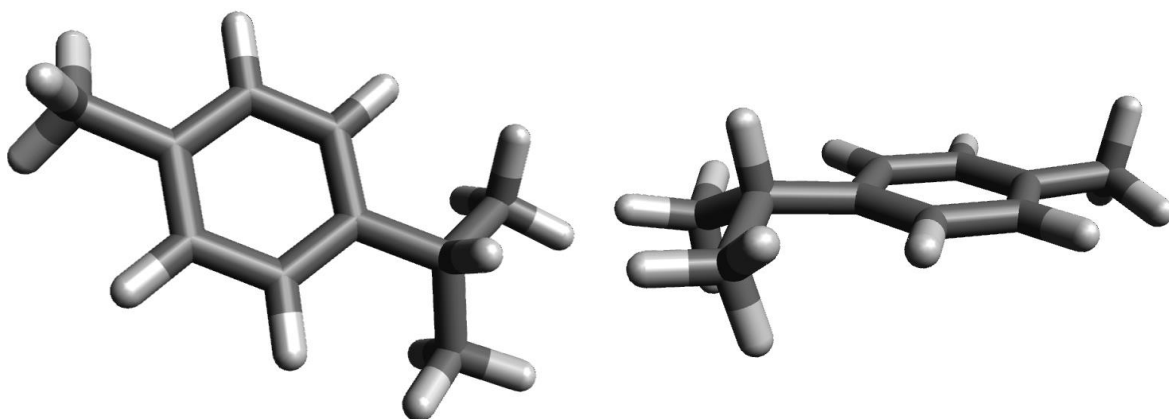
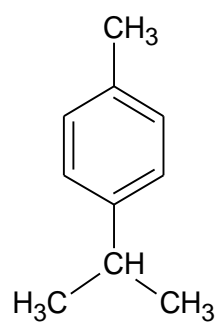
Jeszcze jednym zadaniem, które zostanie omówione w tej części, a które także dotyczy powiązania rozumowania ze zdobytą w procesie kształcenia wiedzą, będzie zadanie 25. Było to ostatnie zadanie z bardzo interesującej wiązki zadań dotyczących olejku eterycznego otrzymywanego z majeranku. Zadanie to polegało na ocenie, czy trzy przedstawione informacje były prawdziwe – było to więc klasyczne zadanie typu prawda-falsz. Podobnie jak wszystkie inne omawiane w tej części raportu, zadanie to okazało się dla maturzystów trudne (poziom wykonania – 28%).

Zdający zaskakująco dobrze radzili sobie z oceną prawdziwości zdań 2. i 3. Wiedzieli, że p -cymen nie może być otrzymany z α -terpinenu w wyniku reakcji substytucji, oraz, że związek ten może reagować z bromem w obecności światła, natomiast terpinolen może także reagować z bromem w ciemności i bez udziału katalizatora. Najczęstszym błędem maturzystów była jednak zła ocena prawdziwości zdania 1. Typową, najczęściej powtarzaną odpowiedź, pokazano jako Przykład 81.

Przykład 81.

1.	W cząsteczce p -cymenu (związek V) co najmniej 8 atomów węgla leży w jednej płaszczyźnie.	P	<input checked="" type="radio"/> F
2.	Z p -cymenu (związek V) można otrzymać α -terpinen (związek I) w wyniku reakcji substytucji.	P	<input checked="" type="radio"/> F
3.	Reakcja p -cymenu (związek V) z bromem wymaga obecności światła lub zastosowania katalizatora, natomiast terpinolen (związek IV) może reagować z bromem w ciemności i bez udziału katalizatora.	<input checked="" type="radio"/> P	F

Cząsteczka p -cymenu, jest przecież pochodną benzenu – związku, którego budowę omawia się w szkole średniej bardzo wnikliwie. Uczniowie (maturzyści) mają obowiązek znać jego strukturę – wiedzieć, że jest to cząsteczka płaska, w której występuje wiązanie zdelokalizowane, a orbitalom każdego z sześciu atomów węgla należy przypisać hybrydyzację sp^2 . Orientacja przestrzenna tych orbitali powoduje, że cząsteczka benzenu jest płaska, to znaczy sześć atomów węgla i sześć atomów wodoru leży na jednej płaszczyźnie. Wiedza ta, odpowiednio przetworzona i odniesiona do cząsteczki p -cymenu, powinna prowadzić do właściwych wniosków. W cząsteczce tej 8 atomów węgla leży w jednej płaszczyźnie, ponieważ dwa z atomów węgla „znajdują się” w miejscu atomów wodoru w cząsteczce benzenu. Dobrze ilustruje to poniższy rysunek, na którym zoptymalizowaną geometrię cząsteczki p -cymenu przedstawiono w dwóch rzutach przestrzennych. Ułożenie przestrzenne atomów tworzących cząsteczkę o najniższej energii, otrzymano jako rezultat symulacji w oparciu o najprostsze metody mechaniki molekularnej.



Wnioski i rekomendacje

Podczas tegorocznego egzaminu część zdających napisała prace bardzo dobre, w których odpowiedzi i rozwiązania cechowały się prostotą, były przejrzyste, spójne logicznie, trafne i poprawne merytorycznie. Większość prac zwierzała jednak w rozwiązaniach zadań liczne uchybienia i niedoskonałości, które są przedmiotem tegorocznego *Sprawozdania z egzaminu maturalnego w 2020 roku*. Niniejsze omówienie ma na celu zwrócenie uwagi nauczycielom i uczniom na rodzaje popełnianych błędów i ich przyczyny przy rozwiązywaniu zadań w arkuszu. Ich analiza powinna skutkować lepszym przygotowaniem, a w konsekwencji uzyskaniem wyższych wyników egzaminacyjnych kolejnych populacji zdających. Zasadnym wydaje się zwrócenie szczególnej uwagi na dwie grupy zadań: zadania rachunkowe oraz zadania z materiałem źródłowym, do których zalicza się przeważająca grupa zadań każdego arkusza egzaminacyjnego z chemii.

Analiza rozwiązań zadań rachunkowych pokazuje (jak każdego roku), że maturzyści mają trudności z rozwiązywaniem zadań wieloetapowych, które wymagają wykorzystania różnych informacji i powiązania kilku elementów. Widoczny jest brak umiejętności zaplanowania drogi rozwiązania, szczególnie w zadaniach złożonych. Wielu zdających nie uwzględniało w obliczeniach stechiometrii równania reakcji, czy wzoru – mimo że równania reakcji i wzory związków (stanowiące podstawę obliczeń) są przedstawione w informacji do zadania. Część maturzystów nie opisywała zapisanych proporcji (nie przedstawiała toku rozumowania), część błędnie układała proporcje oraz miała trudności z przekształcaniem wzorów. Niektórzy nie potrafili wyszukać w poleceniach i informacjach do zadań danych niezbędnych do wykonania obliczeń lub wykonywali obliczenia niezgodne z treścią polecenia. Miało to istotny wpływ na poprawne rozwiązanie zadania – liczna grupa zdających rozwiązywała zadanie, początkowo stosując poprawną metodę rozwiązania, ale na kolejnym etapie rozwiązania nie brała pod uwagę ważnych założeń wynikających z treści zadania. Analiza niepoprawnych rozwiązań kolejny raz potwierdza niewystarczające umiejętności matematyczne maturzystów. Błędy rachunkowe popełniane podczas obliczeń (w tym liczne dotyczące mas molowych) świadczą o trudnościach wynikających z braku umiejętności wykonywania prostych działań matematycznych, a także bardziej złożonych – szczególnie działań na potęgach. Analiza tegorocznych rozwiązań zadań rachunkowych potwierdza obserwowane przez egzaminatorów zjawisko, że wielu zdających automatycznie wykonuje czynności określone wyuczonym algorytmem i nie zwraca uwagi na sens czy wiarygodność wyniku końcowego, ponieważ nie ma wyrobionego nawyku krytycznej oceny wiarygodności uzyskanych danych (wielkości fizycznych). Ponadto część maturzystów nie potrafi korzystać z dostępnych na egzaminie tablic (*Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych ...*) – szczególnie z tabeli wartości logarytmów dziesiętnych. Fakt ten dziwi, ponieważ tablice te dostępne są na egzaminie maturalnym od wielu lat, a zdający powinni korzystać z nich praktycznie na każdej lekcji chemii. Można zauważyć także, że zdający nie mają nawyku precyzyjnego zapisywania wykonywanych przekształceń, co również prowadzi do błędnych rozwiązań. Analiza popełnionych błędów pozwala także stwierdzić, że część maturzystów ma duże trudności w posługiwaniu się całością zdobytej wiedzy chemicznej.

Analiza niepoprawnych rozwiązań zadań z materiałem źródłowym pozwala zauważyć, że istotny wpływ na poprawne rozwiązanie zadania miało uważne czytanie informacji wprowadzających oraz dokładna analiza ich treści. Korzystanie z materiału źródłowego sprawiało trudności wielu maturzystom. Szczególnie trudne okazało się odczytanie i interpretowanie takich informacji, które składały się z wielu różnych elementów. Zdający gorzej radzili sobie z analizą informacji zawierających nowe dla nich informacje, nieznanne pojęcia lub dane odwołujące się do zagadnień nieomawianych w szkole. Trudnością dla wielu zdających była też konieczność wykonania sekwencji następujących po sobie kilku czynności. Zdający często brali pod uwagę tylko niektóre z nich, a inne pomijali, nie dostrzegając popełnionego błędu. Należy zwrócić uwagę, że o stopniu trudności zadania decydowała nie tylko treść i złożoność materiału źródłowego, ale również forma oczekiwanej odpowiedzi. Znacznie lepiej zdający radzili sobie z wyborem poprawnego stwierdzenia, dokonaniem oceny lub wskazaniem elementów spełniających określone kryteria niż ze sformułowaniem uzasadnienia, co wskazuje na fakt, że mniejszą trudność sprawia im wykorzystywanie i przetwarzanie informacji niż samodzielne tworzenie informacji. Formułując wyjaśnienia lub uzasadnienia, zdający posługiwali się językiem nieporadnym, nawet jeśli stosowali pojęcia, które powinny być dobrze znane i rozumiane. Nierzadko błędnie stosowali oni terminologię chemiczną, zmieniali sens niektórych pojęć albo mieszały pojęcia, stosowali skróty myślowe, podawali odpowiedzi nieprecyzyjne, nie doprowadzali do końca wyjaśnienia, stosowali nieuprawnione uogólnienia albo w ogóle nie umieli dokonać uogólnienia. Zdarzały się także odpowiedzi, w których – w ramach jednego zadania – pojawiały się sprzeczne ze sobą wypowiedzi.

Analiza popełnionych błędów pozwala stwierdzić, że liczna grupa maturzystów:

- 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 prostych i bardziej złożonych działań matematycznych i w przeliczaniu jednostek,
- błędnie interpretuje stechiometrię reakcji chemicznej i stechiometrię wzoru,
- nie potrafi sformułować logicznie uporządkowanej odpowiedzi, w tym logicznie uzasadnić swojej oceny,
- posługuje się niepoprawną terminologią i notacją chemiczną,
- w swoich odpowiedziach nie uwzględnia wszystkich elementów, których wymagało polecenie,
- nie potrafi krytycznie ocenić wiarygodności uzyskanych danych.

W trakcie nauki warto więc poświęcić czas na ćwiczenie umiejętności formułowania wypowiedzi, dobierania argumentów, dostrzegania zależności przyczynowo-skutkowych. Ważną umiejętnością jest także biegłe posługiwanie się językiem symboli, wzorów i równań chemicznych oraz językiem wyrażeń matematycznych. Bardzo ważne jest ciągłe dbanie o to, aby uczniowie rozumieli sens formułowanych stwierdzeń, wielkości i pojęć, którymi się posługują, oraz umieli ocenić poprawność własnych sądów. Warto zwrócić uwagę na ćwiczenie biegłości rachunkowej – oraz zdolności oceny, czy uzyskany wynik jest prawdopodobny i ma sens fizyczny. Analizując odpowiedzi i rozwiązania maturzystów, za które nie uzyskali oni maksymalnej liczby punktów, można wnioskować, że część opisanych błędów jest skutkiem rozwiązania bardzo dużej liczby zadań i przykładów bez czasu na refleksję o celu podejmowanych działań, znaczeniu stosowanych pojęć oraz o sensie wykorzystywanych praw. Refleksja taka jest konieczna, ponieważ pozwala ona na pogłębienie znajomości przedmiotu i lepsze rozumienie otaczającego świata.