

**OKRĘGOWA KOMISJA EGZAMINACYJNA
W GDAŃSKU**

**Sprawozdanie z egzaminu maturalnego
z chemii
przeprowadzonego w województwie
kujawsko-pomorskim
w 2019 roku**

Chemia

Poziom rozszerzony

1. Opis arkusza

Arkusz egzaminacyjny z chemii składał się z 40 zadań otwartych i zamkniętych, spośród których sześć składało się z dwóch części, a dwa – z trzech części sprawdzających różne umiejętności. Łącznie w arkuszu znalazło się 50 poleceń różnego typu, które sprawdzały wiadomości oraz umiejętności w trzech obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji (12 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie

13 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (17 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 23 punktów) oraz opanowanie czynności praktycznych (7 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 8 punktów). W arkuszu egzaminacyjnym znalazły się także zadania, które jednocześnie sprawdzały wiadomości oraz umiejętności w dwóch obszarach wymagań: wykorzystanie i tworzenie informacji oraz rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów (4 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 5 punktów), rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów oraz opanowanie czynności praktycznych (5 poleceń, za których rozwiązanie można było otrzymać łącznie 5 punktów) oraz wykorzystanie i tworzenie informacji i opanowanie czynności praktycznych (4 polecenia, za których rozwiązanie można było otrzymać 5 punktów). Jedno polecenie w arkuszu sprawdzało umiejętności we wszystkich trzech obszarach, a za jego rozwiązanie można było otrzymać 1 punkt. Za rozwiązanie wszystkich zadań zdający mógł otrzymać 60 punktów. Podczas rozwiązywania zadań zdający mogli korzystać z *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijki oraz kalkulatora prostego.

2. Dane dotyczące populacji zdających

Tabela 1. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym*

Liczba zdających		1237
Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym	z liceów ogólnokształcących	1093
	z techników	144
	ze szkół na wsi	27
	ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców	242
	ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców	230
	ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców	738
	ze szkół publicznych	1189
	ze szkół niepublicznych	48
	kobiety	896
	mężczyźni	341
	bez dysleksji rozwojowej	1117
	z dysleksją rozwojową	120

* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

Z egzaminu zwolniono 12 osób – laureatów i finalistów Olimpiady Chemicznej.

Tabela 2. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych

Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych	z autyzmem, w tym z zespołem Aspergera	0
	słabowidzący	3
	niewidomi	0
	słabosłyszący	4
	niesłyszący	0
	ogółem	7

Przebieg egzaminu

Tabela 3. Informacje dotyczące przebiegu egzaminu

Termin egzaminu		13 maja 2019	
Czas trwania egzaminu		180 minut	
Liczba szkół		120	
Liczba zespołów egzaminatorów		5*	
Liczba egzaminatorów		87*	
Liczba obserwatorów ¹ (§ 8 ust. 1)		8	
Liczba unieważnień ²	w przypadku:		
	art. 44zzv pkt 1	stwierdzenia niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego	0
	art. 44zzv pkt 2	wniesienia lub korzystania przez zdającego w sali egzaminacyjnej z urządzenia telekomunikacyjnego	0
	art. 44zzv pkt 3	zakłócenia przez zdającego prawidłowego przebiegu egzaminu	0
	art. 44zzw ust. 1.	stwierdzenia podczas sprawdzania pracy niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego	0
	art. 44zzy ust. 7	stwierdzenia naruszenia przepisów dotyczących przeprowadzenia egzaminu	0
	art. 44zzy ust. 10	niemożności ustalenia wyniku (np. zaginięcie karty odpowiedzi)	0
Liczba wglądów ² (art. 44zzz)		223	
Liczba prac, w których nie podjęto rozwiązania zadań		0	

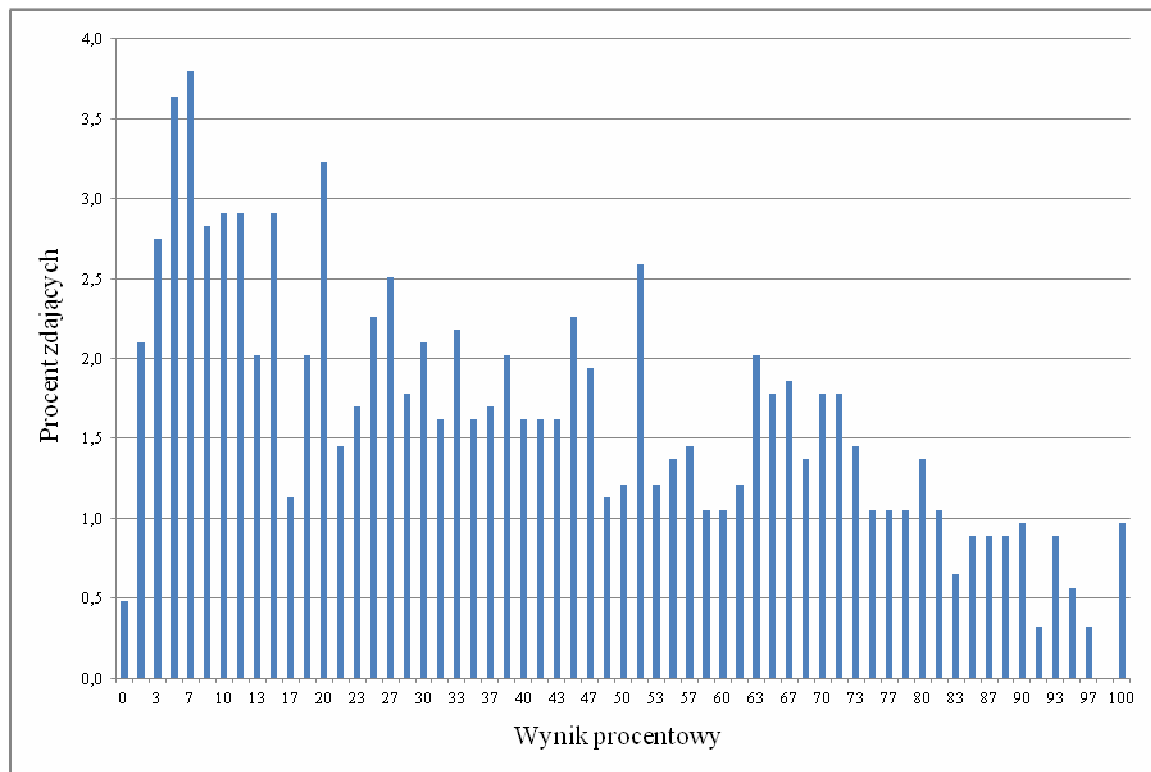
*dotyczy woj. kujawsko-pomorskiego i pomorskiego łącznie

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

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

3. 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	1237	0	100	37	7	40	27
w tym:							
z liceów ogólnokształcących	1093	0	100	40	20	43	26
z techników	144	0	80	7	7	12	15

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

Poziom wykonania zadań

Tabela 5. Poziom wykonania zadań

Nr zad.	Wymaganie ogólne	Wymaganie szczegółowe	Poziom wykonania zadania w kraju	Poziom wykonania zadania w woj. kuj.-pom.
1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.4) ustala wzór [...] rzeczywisty związku chemicznego [...] na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych [...]. 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.	50	49
2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	III etap edukacyjny 1. Substancje i ich właściwości. Zdający: 1.3) [...] tłumaczy, na czym polega zjawisko [...] zmiany stanu skupienia [...].	55	53
3.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres podstawowy 1. Materiały i tworzywa pochodzenia naturalnego. Zdający: 1.6) wyjaśnia pojęcie alotropii pierwiastków [...]. IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.2) stosuje pojęcie elektroujemności do określania [...] rodzaju wiązania [...]; 3.7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.	13	13
4.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.	58	59
5.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.2) stosuje pojęcie elektroujemności do określania [...] rodzaju wiązania [...]. 8. Niemetale. Zdający: 8.9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków [...], w tym zachowanie wobec wody [...].	56	55
6.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, [...] ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	41	39
7.	II. Rozumowanie i zastosowanie	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:	23	23

	nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji. 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.2) wykonuje obliczenia [...] z zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe.		
8.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) [...]. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.2) szkicuje wykres zmian stężeń reagentów [...] w funkcji czasu.	42	41
9.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	III etap edukacyjny 1. Substancje i ich właściwości. Zdający: 1.8) opisuje proste metody rozdziału mieszanin [...]. IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.4) opisuje sposoby rozdzielenia roztworów właściwych [...].	75	74
9.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali [...].	64	64
10.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.3) analizuje i porównuje właściwości fizyczne chemiczne metali [...]; 7.4) opisuje właściwości [...] chemiczne glinu [...]; planuje [...] doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że [...] wodorotlenek glinu wykazuje właściwości amfoteryczne.	51	53
10.2.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.3) analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali [...].	32	31
11.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.	4	5

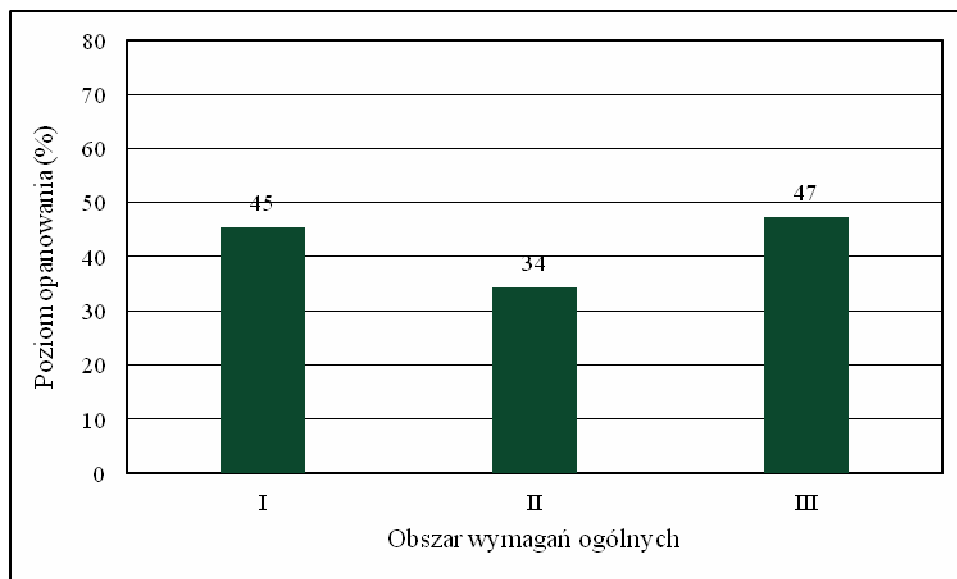
12.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi [...]; 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian [...] stężenia reagentów [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.	20	20
12.2.		5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.	30	30
13.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria [...] równań chemicznych) [...]. 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK_w . 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji (np. [...] wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach [...] niestechiometrycznych.	14	15
14.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 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 temperatury [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK_w . 1. Atomy, cząsteczki, stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola [...].	13	13
15.1.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji	III etap edukacyjny 3. Reakcje chemiczne. Zdający: 3.2) [...] zapisuje odpowiednie równania [...]. IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.	37	36
15.2.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych [...].	13	14
16.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów i zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK_w .	57	56

17.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów); 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: [...] objętości gazów w warunkach normalnych.	22	20
18.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.10) porównuje moc elektrolitów [...]. 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.10) pisze równania reakcji: [...] wytrącania osadów [...] w formie [...] jonowej ([...] skróconej). 8. Niemetale. Zdający: 8.9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 [...]; 8.12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec [...] soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji.	71	69
18.2.			50	45
18.3.			45	41
19.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający: 4.5) przewiduje wpływ: stężenia substratów, [...] temperatury na szybkość reakcji [...]; 4.9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH [...].	47	44
20.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	III etap edukacyjny 6. Kwasy i zasady. Zdający: 6.6) wskazuje na zastosowania wskaźników ([...] wskaźnika uniwersalnego) [...]. IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.8) uzasadnia [...] przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza). 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym [...].	56	54
21.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej).	58	55
22.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów [...] i ich pochodnych [...]. 13. Estry i tłuszcze. Zdający: 13.10) zapisuje [...] odpowiednie równania reakcji wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych.	37	34

23.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych [...]. 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych [...].	55	52
24.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.5) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów [...] optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym [...].	54	50
25.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 13. Estry i tłuszcze. Zdający: 13.3) tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy.	36	36
26.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...]; 9.4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów [...] i ich pochodnych [...]. 12. Kwasy karboksylowe. Zdający: 12.3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych [...].	47	45
27.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 9. Węglowodory. Zdający: 9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...]; 9.4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów [...]; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny [...].	61	61
28.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów); 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i/lub produktów (stechiometria [...] równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych.	28	29
29.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Zdający: 11.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym [...].	65	62
30.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 3. Wiązania chemiczne. Zdający: 3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych [...]. 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor,	33	32

		utlenianie, redukcja; 6.2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w [...] cząsteczce związku [...] organicznego.		
31.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 16. Cukry. Zdający: 16.1) [...] klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną [...];	59	58
31.2.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;	40	41
31.3.		16.5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje [...] doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów.	39	41
32.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający: 6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja. 16. Cukry. Zdający: 16.5) opisuje właściwości glukozy [...].	50	49
33.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji [...].	38	37
34.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 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, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks. 16. Cukry. Zdający: 16.10) planuje [...] doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi [...].	61	62
35.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający: 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola dotyczące: mas substratów [...] (stechiometria [...] równań chemicznych) [...].	26	26
36.1.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 7. Metale. Zdający: 7.7) przewiduje produkty redukcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska [...].	37	38
36.2.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	8. Niemetale. Zdający: 8.4) planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod a mniej aktywnym niż chlor. 16. Cukry. Zdający: 16.10) planuje [...] doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi [...].	17	19

37.1.	III. Opanowanie czynności praktycznych.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający: 5.10) pisze równania reakcji: [...] wytrącania osadów [...] w formie [...] jonowej (pełnej i skróconej).	41	40
37.2.			19	19
38.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 12. Kwasy karboksylowe. Zdający: 12.1) wskazuje grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych [...]. 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.10) zapisuje wzór ogólny α -aminokwasów [...].	40	38
39.	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.16) opisuje przebieg hydrolizy peptydów.	32	30
40.	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony 14. Związki organiczne zawierające azot. Zdający: 14.14) tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów [...]. 15. Białka. Zdający: 15.1) opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów).	55	53



Wykres 2. Poziom wykonania zadań w obszarach wymagań ogólnych

Komentarz

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

1. Analiza jakościowa zadań

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

Najwyższy poziom wykonania, równy 74%, uzyskało zadanie 9.1. – pierwsze z wiązki czterech zadań poprzedzonych opisem kilkuetapowego doświadczenia oraz schematem przemian, którym ulegają magnez, glin i cynk pod wpływem kwasu solnego oraz otrzymane związki tych metali pod wpływem wodnego roztworu wodorotlenku sodu i wodnego roztworu amoniaku. Zadanie wymagało wyboru – spośród trzech podanych – tej czynności, którą należy wykonać jako pierwszą w celu wyodrębnienia jonowego produktu reakcji z mieszaniny poreakcyjnej otrzymanej po całkowitym rozтворzeniu próbki metalu w kwasie solnym. Trzy czwarte zdających umiało poprawnie wskazać odparowanie pod wyciągiem.

Drugim pod względem łatwości zadaniem było zadanie 18.1. (poziom wykonania – 69%). Stanowiło ono pierwszą część zadania 18., w którym opisano przebieg doświadczenia z udziałem wodnych roztworów dwóch soli: siarczanu(IV) sodu i krzemianu(IV) sodu. W jego pierwszej części należało uzupełnić schemat wykonania doświadczenia, wybierając jeden spośród trzech podanych odczynników, którego zastosowanie spowodowało efekty opisane w informacji. 69% zdających poprawnie wskazało stężony kwas solny.

Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się zadanie 11., którego poziom wykonania wyniósł 5%. Było ono zadaniem rachunkowym: wymagało obliczenia stopnia dysocjacji kwasu HX w pewnej temperaturze T na podstawie wykresu kołowego przedstawiającego procentowy udział drobin: HX, X^- i H_3O^+ znajdujących się w wodnym roztworze tego kwasu w tej temperaturze. Za zadanie można było otrzymać 1 punkt.

Większość zdających umiała poprawnie określić procentowy udział w roztworze kwasu jonów X^- i H_3O^+ , dostrzegając, że liczby tych jonów są sobie równe. Poprawne obliczenie prowadziło do stwierdzenia, że jony te stanowią po 23% wszystkich (z pominięciem cząsteczek wody oraz jonów pochodzących z autodysocjacji wody) drobin znajdujących się w roztworze. Znacznie trudniejsza okazała się interpretacja tego wyniku. Większość zdających błędnie założyła, że ten procentowy udział jest równy stopniowi dysocjacji kwasu (Przykład 1.).

Przykład 1.

Obliczenia: $HX + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^-$

~~$\frac{m_x}{m_0}$~~ $0,54$ $\frac{0,23}{0,46}$ $0,23$

$\alpha = \frac{q}{c_0}$ $\alpha = \frac{\frac{1}{2} \cdot 0,46}{1} \cdot 100\%$

$\alpha = 0,23 \cdot 100\% = 23\%$

sp. $[H^+] = c_0 \cdot \alpha$

$[0,23] = 1 \cdot \alpha$ $\alpha = 0,23$

Liczne błędne rozwiązania zadania 11. wskazują, że największą trudnością w jego rozwiązaniu było określenie początkowej (całkowitej) ilości kwasu w stosunku do ilości drobin w stanie równowagi, albo odwrotnie – określenie równowagowych ilości drobin przy założeniu pewnej wartości początkowej ilości kwasu. Poniżej (Przykład 2.) przedstawiono takie błędne rozumowanie. Zdający założył, że całkowite stężenie kwasu HX jest równe $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Takie założenie jest nieuprawnione, ponieważ stopień dysocjacji zależy od stężenia, a w treści zadania nie podano, jakiemu całkowitemu stężeniu HX odpowiadają wartości przedstawione na wykresie. Następnie zdający wyraził stopień dysocjacji za pomocą stężeń molowych. Dzięki temu, że $V = \text{const}$, mógł przejść do poprawnego wyrażenia stopnia dysocjacji za pomocą liczby moli, jednak błędnie określił liczbę moli kwasu, który uległ dysocjacji. Korzystając z wykresu, przyjął, że dla początkowej liczby moli kwasu równej 1 mol liczba moli każdego z jonów X^- i H_3O^+ jest równa po 0,23 mola, co jest błędem.

Przykład 2.

Obliczenia: Zakładam $c_0 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $\alpha = ?$ $\alpha = \frac{c_x}{c_0} = \frac{m_x}{m_0}$

~~$\frac{m_x}{m_0}$~~ $n_{X^-} + n_{H_3O^+} = 0,46 \text{ mol}$ $n_{X^-} = n_{H_3O^+} = 0,23 \text{ mol}$

po reakcji dysocjacyjnej $m_0 = 1 \text{ mol}$ ← zakładam

$\alpha = \frac{0,23 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$ $\alpha = 0,23 = 23\%$

Odp.: $\alpha = 23\%$.

Przy założeniu, że $n_{HX}^0 = 1 \text{ mol}$ i odczytaniu z równania dysocjacji kwasu, że $n_{X^-}^r = n_{H_3O^+}^r = x$ i $n_{HX}^r = n_{HX}^0 - x$, poprawna interpretacja wykresu powinna prowadzić do następującego obliczenia ($V = \text{const}$):

$$\frac{n_{X^-}^r + n_{H_3O^+}^r}{n_{X^-}^r + n_{H_3O^+}^r + n_{HX}^r} \cdot 100\% = 100\% - 54\% \Rightarrow \frac{2x}{2x + n_{HX}^o - x} = 0,46 \Rightarrow$$

$$\frac{2x}{x + n_{HX}^o} = 0,46 \Rightarrow x = \frac{0,23}{0,77} \cdot n_{HX}^o$$

$$\text{Jeżeli } n_{HX}^o = 1 \text{ mol, to } x = \frac{0,23}{0,77} \cdot 1 \text{ mol} = 0,30 \text{ mol} \Rightarrow$$

$$\alpha = \frac{x}{n_{HX}^o} = \frac{0,30 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,30 \quad (\text{lub } \alpha = 30\%).$$

Inna poprawna interpretacja wykresu prowadzi do stwierdzenia, że stosunek molowy drobin obecnych w roztworze kwasu $n_{X^-}^r : n_{H_3O^+}^r : n_{HX}^r = 0,23 : 0,23 : 0,54$. Można więc przyjąć następujące wartości liczby moli: $n_{X^-}^r = 0,23 \text{ mol}$, $n_{H_3O^+}^r = 0,23 \text{ mol}$ i $n_{HX}^r = 0,54 \text{ mol}$. Z takiego założenia wynika, przy $n_{HX}^o = n_{HX}^r + n_{H_3O^+}^r = 0,54 \text{ mol} + 0,23 \text{ mol} = 0,77 \text{ mol}$, że

$$\alpha = \frac{n_{H_3O^+}^r}{n_{HX}^o} = \frac{0,23 \text{ mol}}{0,77 \text{ mol}} = 0,30 \quad (\text{lub } \alpha = 30\%).$$

Zdarzały się także takie niepoprawne rozwiązania zadania 11., w których zdający błędnie interpretowali wykres lub błędnie stosowali wyrażenie na stopień dysocjacji kwasu. Przykład 3. ilustruje taką próbę rozwiązania zadania, w której zdający automatycznie podstawia do wzoru na stopień dysocjacji wartości odczytane z wykresu.

Przykład 3.

Obliczenia: $HX + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^-$ 100% - 54% = 46%

$$\alpha = \frac{n_2}{n_K}$$

$$\alpha = \frac{23}{54} = 0,43$$

odp. $\alpha = 0,43$

$$\frac{46}{2} = 23\%$$

Przykład 4. pokazuje, że nie wszyscy zdający zauważyli, że do obliczenia stopnia dysocjacji należy użyć tylko stężenia jonów H_3O^+ , a nie sumy stężenia jonów X^- i H_3O^+ (i właściwie określić początkową ilość kwasu HX, o czym napisano powyżej).

Przykład 4.

Obliczenia:

$$100\% - 54\% = 46\%$$

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

$$\alpha = \frac{C_2}{C_0}$$

$$\alpha = \frac{0,46}{0,54}$$

$$\alpha = 0,85$$

Kolejne pod względem stopnia trudności zadania osiągnęły poziom wykonania 13%. Były to zadania: 3. i 14.

Zadanie 3. (zadanie zamknięte) dotyczyło czterech różnych rodzajów kryształów. Można było uzyskać za nie 1 punkt. Największe trudności sprawił zdającym wybór (spośród podanych) przykładu kryształu molekularnego i kryształu kowalencyjnego, mimo podanej informacji, jakie rodzaje oddziaływań dominują w każdym z tych rodzajów kryształów. Jako przykład kryształu molekularnego, w którym dominują oddziaływania międzycząsteczkowe, najczęściej błędnie podawano kryształ *chlorku sodu* (a więc związku jonowego!) – zamiast sacharozy. Jako przykład kryształu kowalencyjnego, w którym atomy tworzące sieć krystaliczną połączone są wiązaniami kowalencyjnymi, najczęściej – zamiast diamentu – wybierano błędnie *jod*, rzadziej *węglan wapnia*. Zdarzały się także błędne wskazania elementów strukturalnych kryształów metalicznych: *atomy* albo *kationy i aniony* – zamiast kationów metali. W przypadku sieci krystalicznej tlenku wapnia jako elementy strukturalne kryształu błędnie wybierano *cząsteczki* – zamiast kationów i anionów.

Trudności związane z poprawnym rozwiązaniem zadania 3. są niepokojące, dlatego że rozumienie budowy związków jonowych i kowalencyjnych oraz metali wynika bezpośrednio z zapisów wymagań szczegółowych podstawy programowej dla IV etapu edukacyjnego z zakresu rozszerzonego, a znajomość budowy diamentu – z zakresu podstawowego.

Zadanie 14. również było zadaniem zamkniętym i za poprawne jego rozwiązanie można było uzyskać 1 punkt. Na podstawie zestawionych w tabeli wartości iloczynu jonowego wody K_w w zakresie temperatury 0°C – 100°C (pod ciśnieniem atmosferycznym) należało ocenić, czy reakcja autodysocjacji wody jest egzo- czy endoenergetyczna, i określić, czy i jak zmienia się pH czystej wody wraz ze wzrostem temperatury. Większość zdających umiała poprawnie ocenić efekt energetyczny opisanej reakcji: ponieważ wartość iloczynu jonowego wody rośnie ze wzrostem temperatury, a więc wydajność reakcji autodysocjacji wody zwiększa się w miarę wzrostu temperatury, reakcja ta jest endoenergetyczna.

Znacznie większe trudności sprawiła zdającym druga część zadania. Spośród trzech możliwości wpływu wzrostu temperatury na pH wody (pH maleje, rośnie albo nie ulega zmianie) najczęściej błędnie wybierano odpowiedź, że pH czystej wody *nie ulega zmianie*. Niewielu zdających umiało poprawnie stwierdzić, że wraz ze wzrostem temperatury pH czystej wody maleje. Wydaje się, że większość maturzystów założyła, że czysta woda ma odczyn obojętny, więc musi mieć $\text{pH}=7$. Tymczasem

z danych zestawionych w tabeli wynika, że w miarę wzrostu temperatury zwiększa się stężenie jonów H_3O^+ i OH^- , ponieważ zwiększa się wartość iloczynu jonowego wody:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \text{ i } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-], \text{ więc } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w}$$

Oznacza to, że w podanym zakresie temperatury stężenie jonów H_3O^+ zmienia się od najmniejszej wartości dla temperatury 0°C do największej wartości dla temperatury 100°C . Można to obliczyć w następujący sposób:

Temperatura, $^\circ\text{C}$	0	20	40	60	80	100
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$\sqrt{0,1} \cdot 10^{-7}$	$\sqrt{0,7} \cdot 10^{-7}$	$\sqrt{3,0} \cdot 10^{-7}$	$\sqrt{9,6} \cdot 10^{-7}$	$\sqrt{25,1} \cdot 10^{-7}$	$\sqrt{55,0} \cdot 10^{-7}$

Ponieważ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, pH wody w wymienionych w tabeli temperaturach przyjmuje w przybliżeniu następujące wartości:

Temperatura, $^\circ\text{C}$	0	20	40	60	80	100
pH wody	7,5	7,1	6,8	6,5	6,3	6,1

Z powyższych obliczeń wynika, że różnica pH wody w temperaturze 0°C i 100°C jest równa około 1,4. Oczywiście, aby udzielić poprawnej odpowiedzi w drugim zdaniu zadania 14., nie trzeba było wykonywać przedstawionych obliczeń, tylko wyciągnąć wniosek z wzrastającej – w miarę wzrostu temperatury – wartości iloczynu jonowego wody, a tym samym – stężenia jonów H_3O^+ .

Zadanie 15.2., które osiągnęło poziom wykonania 14%, było zadaniem otwartym. Należało w nim sformułować wyjaśnienie, dlaczego cząsteczki amoniaku, metanolu i kwasu mrówkowego mają zdolność odszczepiania i przyłączania protonu w procesie autoprotolizy (reakcja autoprotolizy została w informacji wprowadzającej opisana na przykładzie wody). W wyjaśnieniu trzeba było odnieść się do budowy cząsteczek wymienionych związków. Za zadanie można było uzyskać 1 punkt. Miejsce na odpowiedź w arkuszu zostało podzielone na dwie części: w pierwszej z nich należało wpisać wyjaśnienie, dlaczego cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczepiania protonu, a w drugiej – dlaczego mają zdolność przyłączania protonu.

Najwięcej błędnych lub nieodwołujących się do budowy cząsteczek odpowiedzi znalazło się w I części – związanej ze zdolnością wskazanych cząsteczek do odszczepiania protonu. Zdający często formułowali odpowiedzi nieprecyzyjne lub ogólnikowe.

Należy zwrócić uwagę, że w obu częściach odpowiedzi zdający powinni dokończyć zdanie, w którym podmiotem jest słowo *cząsteczki*. W tym kontekście niektóre z poniższych odpowiedzi – w I części – stają się stwierdzeniami pozbawionymi sensu (Przykłady 5.–7.).

Przykład 5.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczepiania protonu, ponieważ

tworzą wiązanie kowalencyjne.....

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączania protonu, ponieważ

ich atomy mają wolną parę elektronową.....

Przykład 6.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczępania protonu, ponieważ

.....
jest to spowodowane różnicą elektroujemności

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączenia protonu, ponieważ

.....
posiadają wolne pary elektronowe

Przykład 7.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczępania protonu, ponieważ

.....
mają dużą zdolność przyłączenia elektronów

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączenia protonu, ponieważ

.....
mają możliwość tworzenia wiązań wodorowych

Przykład 8. ilustruje z kolei nieumiejętność sprecyzowania cechy wiązania atomu wodoru z innym atomem, która decyduje o tym, że może odszczępić się proton.

Przykład 8.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczępania protonu, ponieważ

.....
*posiadają atomy wodoru związane słabymi wiązaniami
 kowalencyjnymi*

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączenia protonu, ponieważ

.....
mają wolne pary elektronowe

Niektórzy zdający próbowali powoływać się na teorię kwasów i zasad Brønsteda (Przykład 9.). W odpowiedziach zdający nie formułowali wyjaśnienia, a tylko innymi słowami stwierdzali fakt, że cząsteczki te odszczępiją proton.

Przykład 9.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczępania protonu, ponieważ
mogą zachowywać się jak kwas Brønsteda
(donor protonu).

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączenia protonu, ponieważ
posiadają wolną parę elektronową i mogą
ją udzielić

Zdarzały się nierzadko także takie odpowiedzi, które świadczyły o niezrozumieniu opisanego procesu autoprotolizy (Przykład 10.).

Przykład 10.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczepiania protonu, ponieważ

woda będzie przyciągać silniej proton niż one
by go przyciągały

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączania protonu, ponieważ

posiadają wolne pary elektronowe

Sformułowanie wyjaśnienia, dlaczego cząsteczki amoniaku, metanolu i kwasu mrówkowego mają zdolność przyłączania protonu (II część odpowiedzi), sprawiło zdającym mniej trudności: wiele osób zauważyło, że w tych cząsteczkach istnieje atom (lub atomy) z wolną parą elektronową. Jednak wiele było takich odpowiedzi, w których zdający pisali o możliwości tworzenia wiązań wodorowych przez cząsteczki wskazanych związków, nie wyjaśniając, jakie elementy budowy tych cząsteczek uzdalniają je do tego typu oddziaływania międzycząsteczkowego (Przykład 11.).

Przykład 11.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność odszczepiania protonu, ponieważ

Wiązania między N i H oraz między O i H są wykorzystywane
słaba, by ulec rozrywaniu.

Cząsteczki wymienionych związków mają zdolność przyłączania protonu, ponieważ

Między ich cząsteczkami mogą tworzyć się wiązania
wodorowe, w ten sposób przyłączają wodór.

Na przykładzie zadania 15.2. widać, 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.

Kolejnym co do stopnia trudności było zadanie 13., którego poziom wykonania wyniósł 15%. Było ono zadaniem obliczeniowym. Należało w nim obliczyć objętość kwasu solnego o podanym stężeniu molowym, jaką należy dodać do wodnego roztworu wodorotlenku potasu o podanym stężeniu molowym i objętości, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 13$. Za zadanie można było uzyskać 2 punkty.

Wielu zdających nie dokończyło rozwiązania tego zadania, poprzestając na obliczeniu początkowej liczby moli wodorotlenku potasu i wykorzystaniu informacji o pH roztworu końcowego do określenia stężenia kationów wodorowych w tym roztworze (Przykład 12.).

Przykład 12.

Obliczenia:

$$V_{HCl} = ?$$

$$C_{m_{HCl}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad c_{H^+} = 0,1$$

$$V_{KOH} = 300 \text{ cm}^3 = 0,3 \text{ dm}^3 \quad \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} n = 0,3 \cdot 0,2 = 0,06 \text{ mol KOH}$$

$$C_{m_{KOH}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$COH^- = 0,2$$

$$pH = 13 \Rightarrow [H^+] = 10^{-13}$$

Część maturzystów umiała dokonać przejścia od stężenia kationów wodorowych w roztworze końcowym do stężenia anionów wodorotlenkowych w tym roztworze, jednak popełniła błędy w dalszych obliczeniach, nie uwzględniając faktu, że po dodaniu kwasu solnego objętość roztworu uległa zmianie (Przykłady 13.–15.).

Próba rozwiązania zamieszczona jako Przykład 13. stanowi ilustrację takiego zapisu, w którym żadna obliczona wielkość nie została nazwana. Można się jedynie domyślać – na podstawie wykonanych działań – jaki był tok rozumowania zdającego. Autor odpowiedzi opiera się na poprawnym założeniu, że stężenie anionów wodorotlenkowych w roztworze końcowym ma być dwa razy mniejsze od stężenia tych jonów w roztworze początkowym. Na tej podstawie – ignorując fakt zwiększenia się objętości roztworu po dodaniu kwasu solnego – wyciąga błędny wniosek, że liczba moli KOH powinna zmniejszyć się o połowę. Następnie, stosując te błędne założenia i wnioski, błędnie oblicza objętość roztworu.

Przykład 13.

Obliczenia:

$$pH = 13 \quad -\lg [OH^-] = 1 \quad [OH^-] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$300 \text{ cm}^3 \cdot 0,2 \text{ mol/dm}^3 = 0,06 \text{ mol}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol/dm}^3}{0,2 \text{ mol/dm}^3} = \frac{1}{2} \quad 0,06 \text{ mol} \cdot \frac{1}{2} = 0,03 \text{ mol}$$

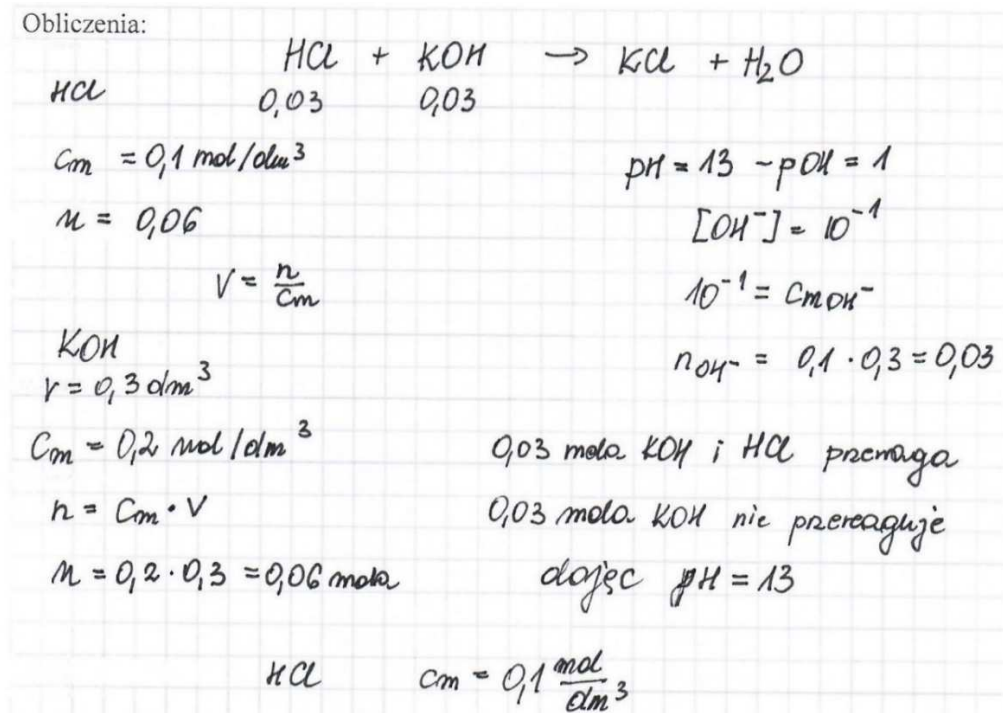
$$\frac{0,03 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/dm}^3} = 0,3 \text{ dm}^3$$

Odp: $0,3 \text{ dm}^3$ czyli 300 cm^3

Przykład 14. ilustruje próbę rozwiązania zadania na podstawie błędnego założenia, że z kwasem solnym przereaguje połowa początkowej liczby moli KOH. Rozwiązanie jest niedokończone – nie została obliczona objętość dodanego kwasu solnego.

Przykład 14.

Obliczenia:



W próbie rozwiązania z Przykładu 15. zdający poprawnie oblicza początkową liczbę moli KOH i stężenie KOH w roztworze końcowym (i zauważa, że ta substancja została użyta w nadmiarze). Jednak – aby obliczyć końcową liczbę moli KOH – posługuje się objętością roztworu początkowego, a więc pomija fakt dodania do niego kwasu solnego.

Przykład 15.

Obliczenia: $V_{HCl} = ?$ $C_{HCl} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ 0,03

$V_{KOH} = 300 \text{ cm}^3$, $C_{KOH} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $pH = 13$

$$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$$

$n_{KOH} = 0,2 \cdot 0,3 = 0,06 \text{ [mol]}$

$pH = 13$, $pOH = 1$

$[OH^-] = 10^{-1} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$[KOH] = [OH^-] = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$n_{KOH} = 0,3 \cdot 0,1 = 0,03 \text{ [mol]}$

$n_{\text{nadmiar KOH}} = 0,06 - 0,03 = 0,03 \text{ mol KOH}$

$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol HCl} - 1 \text{ mol KOH} \\ x \text{ mol HCl} - 0,03 \text{ mol KOH} \end{array} \right\} x = 0,03 \text{ mol}$

$cm = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{cm} = \frac{0,03}{0,1} = 0,3 \text{ [dm}^3\text{]}$

Odp.: $0,3 \text{ dm}^3$

Były też takie rozwiązania, w których maturzyści stwierdzili użycie nadmiaru zasady i zmianę objętości roztworu, ale nie umieli poprawnie wyrazić objętości końcowej roztworu (Przykłady 16.–17.).

W próbie rozwiązania przedstawionej jako Przykład 16. widzimy, że zdający błędnie i bez uzasadnienia przyjmuje, że objętość roztworu końcowego jest większa od objętości roztworu początkowego o $0,1 \text{ dm}^3$, a następnie oblicza objętość dodanego kwasu solnego, uzyskując wynik $0,2 \text{ dm}^3$. Nie zauważa sprzeczności między przyjętym założeniem, a uzyskanym wynikiem.

Przykład 16.

Obliczenia: HCl

$$c_m = 0,1$$

$$V = ?$$

$$\text{HCl} + x\text{KOH} \rightarrow x\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

$$V = 0,1 + 0,3 = 0,4 \text{ dm}^3$$

KOH

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

$$c_m = 0,2$$

$$n = 0,06 \text{ mola}$$

$$\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^- \text{ stąd}$$

zasady
musi być
w nadmiarze

$$c_{m[\text{OH}^-]} = \frac{0,06}{0,4} =$$

$$= 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = [\text{OH}^-]$$

potrzebne stężenie $[\text{OH}^-]$

to $[\text{OH}^-] = 0,1 = 10^{-1}$

dlatego przewiduję to, że pomeasuruję $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$$c_{m[\text{H}^+]} = 0,05$$

$$0,05 = \frac{x}{0,4} \rightarrow x = 0,02 \text{ mola HCl}$$

$$c_m = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{c_m} = \frac{0,02}{0,1} = 0,2 \text{ dm}^3$$

odpowiedź

Przykład 17. ilustruje jeszcze inny błędny tok rozumowania. Zdający zakłada, że do kwasu dodawano zasadę, co jest sprzeczne z treścią zadania, ale poprawnie zapisuje wyrażenie na stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze końcowym jako $\frac{n_{\text{zasady}} - n_{\text{kwasu}}}{V_r} = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $V_r = V_k + V_z$. Jednak błędnie oblicza liczbę moli kwasu, przyjmując, że jego objętość była równa 300 cm^3 (jest to początkowa objętość roztworu KOH). Po podstawieniu tej wielkości do powyższego równania otrzymuje równanie, w którym niewiadomą jest objętość zasady.

Przykład 17.

Obliczenia:

$$\text{pH} = 13 \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad 13 = -\log [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{HCl} \quad \text{KOH} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - 13 = 1 \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad c = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 1 = -\log [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$V_K = 300 \text{ cm}^3 \quad V_2 = ?$$

$$0,3 \text{ dm}^3$$

Żeby otrzymać $\text{pH} > 7$, to najpierw musimy kwas zobojętnić, a potem dodać nadmiar zasady; nadmiar zasady musi być taki, żeby $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$$\frac{n_{\text{zasady}} - n_{\text{kwasu}}}{V_{\text{miesz}} = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad V_{\text{miesz}} = V_K + V_2$$

$$n_{\text{kwasu}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,3 \text{ dm}^3 = 0,03 \text{ mola} \quad n_{\text{zasady}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot V_2$$

$$\frac{(0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot V_2) - 0,03 \text{ mol}}{0,3 \text{ dm}^3 + V_2} = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\frac{(0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot V_2) - 0,03 \text{ mol}}{0,3 \text{ dm}^3 + V_2} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad 0,1 V_2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,06 \text{ mol}$$

$$(0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot V_2) - 0,03 \text{ mol} = 0,03 \text{ mol} + 0,1 V_2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} V_2 = 0,06 \text{ mol} + 0,1 V_2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$V_2 = 0,6 \text{ dm}^3$$

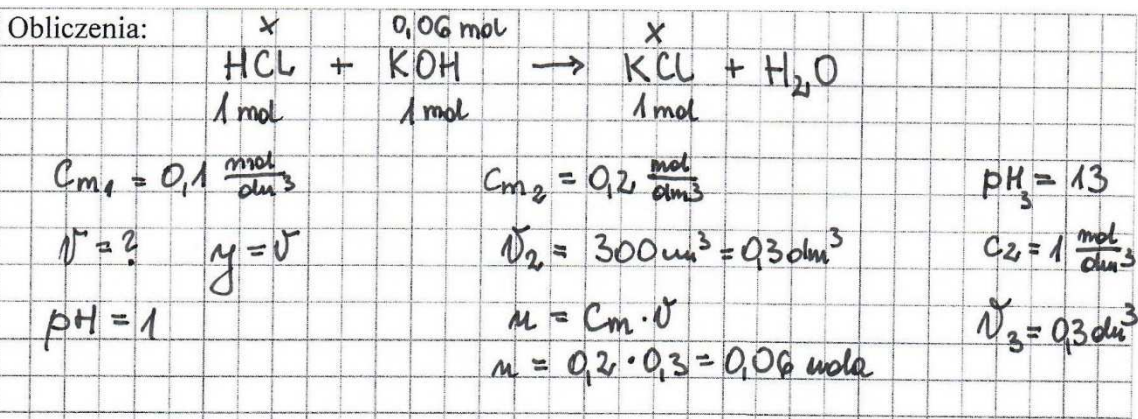
$$0,6 \text{ dm}^3 = 600 \text{ cm}^3$$

Odp: Należy dodać 600 cm³

Liczna grupa maturzystów nie umiała poprawnie zinterpretować informacji o pH roztworu końcowego albo zignorowała fakt użycia nadmiaru zasady (Przykłady 18.–19.).

Przykład 18.

Obliczenia:



Przykład 19.

Obliczenia:

$$\frac{C_m}{\rho} = \frac{n}{V}$$

$$V_{\text{HCl}} = ?$$

$$C_{m\text{HCl}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\boxed{\text{pH} = 13}$$

$$\log [\text{H}^+] = \log [10^{-13}]$$

$$V_{\text{KOH}} = 300 \text{ cm}^3 = 0,3 \text{ dm}^3$$

$$C_{m\text{KOH}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \Rightarrow n_{\text{KOH}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,3 \text{ dm}^3 = 0,06 \text{ mola}$$

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{HCl}} = 0,06 \text{ mola}$$

$$\begin{array}{r} 0,3 \text{ dm}^3 - 1 \text{ pH} \\ x \quad - 13 \text{ pH} \\ \hline x = 3,9 \text{ dm}^3 \end{array}$$

$$V_{\text{HCl}} = V_{\text{KOH}} + V_{\text{HCl}}$$

$$V_{\text{HCl}} = 3,9 \text{ dm}^3$$

$$\begin{aligned} V_{\text{HCl}} &= 3,9 \text{ dm}^3 - 0,3 \text{ dm}^3 = \\ &= \underline{\underline{3,6 \text{ dm}^3}} \end{aligned}$$

O tym, że zadanie sprawiło maturzystom trudności merytoryczne, świadczy fakt, że w wielu rozwiązaniach tok rozumowania rozpoczynał się od podania poprawnego wyniku (objętości kwasu solnego), a następnie na jego sprawdzeniu – często przez zupełnie przypadkowe i chaotyczne działania – czy otrzymany roztwór ma pH = 13.

W Przykładzie 20. zdający założył – nie zapisując żadnych obliczeń – że należy dodać 0,15 dm³ kwasu solnego. Następnie – obliczając stężenie molowe tak otrzymanego roztworu końcowego – stwierdził, że pH tego roztworu będzie równe 13. Należy podkreślić, że – zgodnie z instrukcją dla zdającego zamieszczoną na stronie tytułowej arkusza – w *rozwiązaniach zadań rachunkowych należy przedstawić tok rozumowania prowadzący do ostatecznego wyniku*. Nieprzedstawienie toku rozumowania skutkuje utratą punktów.

Przykład 20.

Obliczenia:		
HCl	pH = 13	KOH
$c_m = 0,1 \text{ mol/dm}^3$	pOH = 1	$V = 0,3 \text{ dm}^3$
	$[\text{OH}^-] = 10^{-1}$	$c_m = 0,2 \text{ mol/dm}^3$
		$n_{\text{KOH}} = n_{\text{OH}^-}$
	$V_k = 0,3 + 0,15 =$	$n_{\text{KOH}} = 0,2 \cdot 0,3 = 0,06 \text{ mola}$
	$= 0,45 \text{ dm}^3$	$n_{\text{OH}^-} = 0,06 \text{ mola}$
	$n_{\text{OH}^-} = 0,06 - n_{\text{H}^+}$	$\frac{n}{V} = 10^{-1}$
	$n_{\text{H}^+} = 0,015$	czyli więcej niż
	$n_{\text{OH}^-} = 0,045$	0,3 dm ³ albo
		mniej niż 0,45 dm ³
	$[\text{OH}^-] = \frac{0,045}{0,45} = 10^{-1}$	\Rightarrow pOH = 1
		pH = 14 - pOH
		pH = 13
	$n = 0,15 \text{ dm}^3$	

Dla większości zdających największą trudnością było zbudowanie odpowiedniego modelu matematycznego, to znaczy takiego równania, które wiązałoby poprawnie wielkości dane z wielkością szukaną. W tym równaniu – bazującym na definicji stężenia molowego – niewiadoma V_x występowała zarówno w liczniku (w wyrażeniu na końcową liczbę moli KOH), jak i w mianowniku (w wyrażeniu na końcową objętość roztworu).

Do bardzo trudnych należą jeszcze dwa zadania: 36.2. i 37.2. (poziom wykonania – 19%).

Zadanie 36.2. stanowiło drugie polecenie w zadaniu 36., w którym opisano i zilustrowano schematycznym rysunkiem przebieg doświadczenia z udziałem wodnego roztworu manganianu(VII) potasu i nadmiaru kwasu solnego. Do wykrycia gazowego produktu reakcji zastosowano zwilżony wodą papierek jodokrobiowy (na schemacie wymieniono nazwy substancji, którymi nasycony jest pasek bibuły zwany papierkiem jodokrobiowym). Pierwszą część zadania 36. stanowiło zadanie 36.1., w którym należało opisać zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia. 37% zdających wykonało to polecenie poprawnie, ale tylko 19% umiało wyjaśnić przyczyny zmiany barwy papierka jodokrobiowego, czego wymagało polecenie w zadaniu 36.2. (można było za nie otrzymać 1 punkt).

Szczegółowe omówienie zadania 36. znajduje się w następnej części niniejszego opracowania. W tym miejscu warto jedynie podkreślić, że częstą przyczyną utraty punktu za zadanie 36.2. była nieumiejętność określenia, jaka substancja stanowiła gazowy produkt opisanej reakcji i jaki wpływ miała ona na mieszaninę substancji, którą był nasycony papierek jodokrobiowy. Wydzielającą się gazową substancją – błędnie zidentyfikowaną przez niektórych zdających – był tlen, chlorowódor, a nawet jony manganianowe(VII). Zdający błędnie wyjaśniali zmianę zabarwienia papierka jodokrobiowego, pisząc np.:

- W wyniku powstania środowiska kwaśnego dojdzie do hydrolizy skrobi, przez co powstaną produkty tej reakcji, które poprzez reakcję z jodkiem potasu spowodują zmianę barwy papierka na granatowy.
- Roztwór manganianu(VII) potasu barwi skrobię, dlatego została zmieniona barwa.
- Papierek jodoskrobiowy zmienia barwę, ponieważ pod wpływem wydzielającego się gazu dojdzie do hydrolizy skrobi.

Niektóre odpowiedzi nie zawierały pełnego wyjaśnienia. Najczęstszym niedociągnięciem było pominięcie wydzielania chloru, co być może wynikało z nieznamomości przebiegu reakcji zachodzącej po dodaniu nadmiaru kwasu solnego do roztworu manganianu(VII) potasu, np. (w ostatnim przykładzie podkreślono też błędne nazwanie procesu, któremu ulegają aniony jodkowe):

- Gaz, który powstał w wyniku doświadczenia, zareagował z KI zawartym na papierku jodoskrobiowym, spowodował utlenienie I^- do I_2 , co spowodowało granatowe zabarwienie papierka.
- W wyniku tej reakcji wydzielił się utleniacz, który utlenił jodek potasu do jodu cząsteczkowego, co umożliwiło powstanie kompleksowych związków skrobi z jodem i jej zabarwienie.
- Część jodku potasu zredukowała się do jodu cząsteczkowego, który w połączeniu ze skrobią daje ciemnogramatowe zabarwienie.

Trudności związane z konstrukcją poprawnej merytorycznie i precyzyjnej wypowiedzi przyczyniły się do utraty punktu przez wielu zdających – mimo poprawnego wykonania polecenia 36.1. Poniżej przedstawiono dwa przykłady odpowiedzi, w których sformułowania nieprecyzyjne albo skróty myślowe doprowadziły do błędu (podkreślono niepoprawne fragmenty odpowiedzi).

- W reakcji powstał gaz Cl_2 , który ulatniał się z próbówki, wchodząc w reakcję z KI i skrobią na papierku. Cl_2 jest lepszym utleniaczem, dlatego reagował z I^- , w wyniku czego powstał I_2 , który w obecności skrobi barwi roztwór na granatowo, stąd zabarwienie papierka.
- Jodek potasu w reakcji z gazowym chlorem wypiera go i powstaje jod, który zmienia barwę papierka jodoskrobiowego.

Zadanie 37. dotyczyło doświadczenia polegającego na odróżnieniu wodnego roztworu mocznika od wodnego roztworu węglanu amonu. W pierwszej jego części (zadanie 37.1.) zdający musieli wybrać jeden z trzech odczynników, którego zastosowanie umożliwi zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem obu badanych roztworów. 40% zdających umiało poprawnie wybrać wodny roztwór chlorku wapnia. W przypadku błędnych odpowiedzi częściej wybierano roztwór bromu w CCl_4 , rzadziej – wodny roztwór siarczynu(VI) sodu.

W zadaniu 37.2. należało napisać, jakie obserwacje potwierdzą obecność wodnego roztworu mocznika w jednej próbówce i wodnego roztworu węglanu amonu – w drugiej. Za zadanie, którego poziom wykonania był równy 19%, można było otrzymać 1 punkt, ale pod warunkiem poprawnego wyboru odczynnika w zadaniu 37.1. Oznacza to, że prawie połowa osób, które poprawnie wykonały pierwsze polecenie, udzieliła błędnej odpowiedzi w części drugiej dotyczącej możliwych do zaobserwowania zmian.

Maturzyści na ogół nie mieli problemów z opisaniem zmiany zachodzącej w próbówce II, w której znajdował się roztwór węglanu amonu, i pisali, że w tej próbówce wytrąci się osad. Znacznie więcej trudności sprawiło stwierdzenie braku widocznych zmian w próbówce I, zawierającej wodny roztwór mocznika. Najczęstszym błędem było stwierdzenie, że *wydzielili się gaz* albo *wydzielili się charakterystyczny zapach*, albo *wydzielili się gaz o charakterystycznym zapachu*. Można przypuszczać, że autorzy tych odpowiedzi błędnie założyli, że pod wpływem wodnego roztworu chlorku wapnia zachodzi hydroliza mocznika, której jednym z produktów jest amoniak.

Na zakończenie tej części warto dodać, że częstą przyczyną utraty punktów przez maturzystów było niedokładne wykonywanie polecenia. Przykładem są tu dwa zadania obliczeniowe: 17. i 35. W pierwszym z nich należało podać skład mieszaniny dwóch soli w procentach masowych. Wielu zdających wykonało poprawnie obliczenia prowadzące do obliczenia masy każdej z tych soli, ale zapomniało o wyrażeniu składu mieszaniny w procentach masowych. Z kolei w zadaniu 35. trzeba było obliczyć masę witaminy C w badanej próbce X o objętości $100,00\text{ cm}^3$ – z której pobrano

10,0 cm³ roztworu do analizy. Wielu maturzystów poprzestało na obliczeniu masy witaminy C w 10,0 cm³, nie obliczając jej w całej próbce X o objętości 100,00 cm³.

2. Problem „pod lupą”

Zadania z materiałem źródłowym różnego typu

Pobodnie jak w latach ubiegłych, w tegorocznym arkuszu maturalnym z chemii zadania poprzedzone były mniej lub bardziej rozbudowanym materiałem źródłowym różnego typu. Teksty o tematyce chemicznej, wzory związków chemicznych, równania reakcji, schematy przebiegu procesów chemicznych, wykresy i tabelaryczne zestawienia danych fizykochemicznych, opisy przebiegu doświadczeń i schematyczne rysunki ilustrujące sposób ich wykonania od lat stanowią stały element arkuszy egzaminacyjnych z chemii. Zadania i arkusze są w ten sposób konstruowane po to, aby móc sprawdzić, jak maturzyści umieją zastosować podane informacje w celu rozwiązania zadania.

Nierzadko materiał źródłowy zawiera informacje, np. wzory czy właściwości substancji, reakcje lub procesy chemiczne, z którymi zdający mógł się wcześniej nie zetknąć, ale – na podstawie wiadomości i umiejętności zdobytych w czasie nauki w szkole oraz analizy tych informacji – powinien rozwiązać problem postawiony w zadaniu. Dzięki temu zadania egzaminacyjne sprawdzają nie tylko odtwarzanie wyuczonych wiadomości i sposobów postępowania w rozwiązywaniu typowych problemów, ale także umiejętność stosowania nabytej wiedzy do rozwiązywania nowych problemów, a więc – umiejętność rozumowania.

Mocne i słabsze strony tegorocznych maturzystów związane z rozwiązywaniem tego typu zadań są przedmiotem tej części niniejszego opracowania.

W tegorocznym arkuszu znalazło się osiem tzw. wiązek zadań, czyli grup zadań skupionych wokół wspólnej informacji wprowadzającej. W każdej z wiązek zadania ułożone były w kolejności ułatwiającej analizę opisanych zjawisk, np. kolejnych etapów procesu, i umożliwiającej rozwiązywanie kolejnych problemów, w których zdający mogli się wykazać różnymi umiejętnościami. Poniżej zostaną omówione niektóre z tych wiązek zadań.

Wiązka, którą stanowiły zadania 9. i 10., zawierała łącznie cztery polecenia (każde oceniane osobno). Zadania poprzedzała rozbudowana informacja wprowadzająca na temat przemian, jakim ulegają trzy metale: cynk, glin i magnez oraz ich związki w opisanych doświadczeniach.

Najpierw próbki metali całkowicie rozтворzono w kwasie solnym, otrzymując klarowne, bezbarwne wodne roztwory chlorków badanych metali (każdy roztwór zawierał chlorek innego metalu). Następnie – w celu identyfikacji roztworów chlorków poszczególnych metali – przeprowadzono doświadczenie pierwsze, w którym jako odczynnik zastosowano wodny roztwór wodorotlenku sodu. Do otrzymanych roztworów chlorków dodawano go kroplami. Początkowo w każdym przypadku zaobserwowano wytrącenie się białego osadu. Dodawanie kolejnych porcji odczynnika do otrzymanej mieszaniny poreakcyjnej spowodowało rozтворzenie się powstałego wcześniej osadu w dwóch przypadkach, a w jednym przypadku osad pozostał niezmienny.

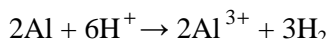
W doświadczeniu drugim do wodnych roztworów chlorków tych metali, których wodorotlenki uległy rozтворzeniu w nadmiarze zasady, dodawano kroplami wodny roztwór amoniaku i zaobserwowano, że najpierw w obu przypadkach powstał biały osad, który po dodaniu kolejnych porcji odczynnika uległ rozтворzeniu tylko w przypadku związku jednego metalu.

W materiale źródłowym do tej wiązki zadań – oprócz opisu doświadczeń, który w skrócie przedstawiono powyżej – znalazł się także schemat przemian, jakim ulegają cynk, glin i ich związki podczas opisanych doświadczeń. Konstrukcja schematu pozwalała na odczytanie, czy dany metal lub jego związek reaguje z danym odczynnikiem, a także w jakiej postaci – jonowej albo cząsteczkowej – występuje on w mieszaninie poreakcyjnej otrzymanej w wyniku kolejnych reakcji. Ponadto przedstawiono schematyczny rysunek zestawu laboratoryjnego zastosowanego do przeprowadzenia rozтворzenia każdego z opisanych metali w kwasie solnym.

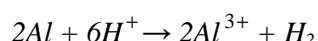
Pierwsze z tej wiązki zadanie 9. dotyczyło reakcji metali z kwasem solnym i składało się z dwóch poleceń. Najpierw (zadanie 9.1.) należało wybrać – spośród trzech podanych – metodę wyodrębnienia

jonowego produktu opisanej reakcji. Zadanie, za które można było otrzymać 1 punkt, okazało się najłatwiejsze w całym arkuszu (poziom wykonania – 74%). Większość zdających poprawnie wskazała odparowanie pod wyciągiem. Nieliczne błędne odpowiedzi – *sączenie* albo *odwirowanie* – zostały wskazane przez osoby, które albo nie wiedziały, na czym polega dana metoda (dotyczy to szczególnie odwirowania), albo nieuważnie zapoznaly się z opisem doświadczenia i przeoczyły informację, że w każdym przypadku metal uległ całkowitemu rozтворzeniu, powstał klarowny roztwór, a drugim produktem reakcji był bezbarwny gaz.

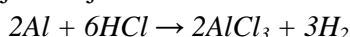
W drugiej części (zadanie 9.2.) trzeba było napisać w formie jonowej skróconej równanie reakcji glinu z kwasem solnym. Za zadanie można było uzyskać 1 punkt. Również to polecenie zostało poprawnie wykonane przez większość zdających (poziom wykonania – 64%), którzy najczęściej zapisywali następujące równanie:



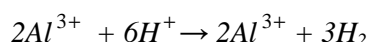
Najczęstszą błędną odpowiedzią było przedstawienie zapisu, w którym pominięty został współczynnik stechiometryczny przed wzorem wodoru:



lub zapisanie równania w formie niejonowej:



Nieliczni zdający błędnie przyjęli, że w reakcji z kationami wodorowymi uczestniczą kationy glinu:



Trzeba podkreślić, że wzory kationów metali były podane w schemacie przemian.

Kolejne zadania z tej wiązki dotyczyły identyfikacji roztworów chlorków poszczególnych metali. W pierwszym z nich (zadanie 10.1.) należało wybrać symbol metalu, którego jony zidentyfikowano podczas doświadczenia z udziałem wodnego roztworu wodorotlenku sodu (ta część zadania była zamknięta, zdający podkreślali symbol wybranego metalu), oraz swój wybór uzasadnić (ta część była otwarta). Za zadanie można było otrzymać 1 punkt. Osiągnęło ono poziom łatwości równy 53%. O ile wybór magnezu jako metalu, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, nie sprawił trudności większości zdających, o tyle sformułowanie poprawnego uzasadnienia stanowiło problem dla prawie połowy maturzystów.

Najczęstszym błędem było powoływanie się na reakcje magnezu zamiast – jego wodorotlenku. Poniżej przytoczono przykłady tego typu odpowiedzi (Przykłady 21. i 22.)

Przykład 21.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: ~~Wybrałem go, bo~~ jony magnezu są jedynymi jonami z podanych, które nie reagują z nadmiarem zasady.

Przykład 22.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: Ten metal jako jedyny
nie rozpuszcza się podczas obrobienia
roztworu zasady, ponieważ w odróżnieniu
od pozostałych ma właściwość
amfoteryczną

Stosowanie skrótów myślowych i uproszczeń oraz brak precyzji w formułowaniu wypowiedzi prowadziły do wypowiedzi błędnych (Przykłady 23.–26.).

W uzasadnieniu z Przykładu 23. zdający pomylił magnez z jego jonowymi związkami. Myli też nazwy substancji. W efekcie z zapisanej przez niego odpowiedzi wynika, że magnez metaliczny reaguje z sodem metalicznym, co prowadzi do powstania wodorotlenku sodu, który jest nierozpuszczalny w wodzie.

Przykład 23.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: *Magnez tworzy z sodem wodorotlenek sodu, czyli osad, jednak nie rozkłada się w nadmiarze zasady, bo on jest amfoteryczny.*

Przykład 24. przedstawia odpowiedź tak ogólnikową, że nie wiadomo, o jakiej substancji (magnezie czy jego wodorotlenku) zdający się wypowiada. Takie ogólnikowe odpowiedzi pojawiały się bardzo często.

Przykład 24.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: *Nie jest on amfoterem, tylko dlatego osad nie rozkłada się.*

Przykład 25. ilustruje odpowiedź, w której nieuprawnione, zbyt duże uogólnienie prowadzi do błędu merytorycznego (magnez tworzy związki kompleksowe, przykładem może być chlorofil).

Przykład 25.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: *Magnez nie tworzy związków kompleksowych.*

W Przykładzie 26. zdający porównuje właściwości magnezu z właściwościami glinu i cynku, ale ze sformułowanej przez niego odpowiedzi wynika, że to glin i cynk – a nie ich wodorotlenki – reagują z nadmiarem odczynnika.

Przykład 26.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: *Metale Zn i Al mają właściwości amfoteryczne i w miarę dodawania kolejnych porcji NaOH reagują, a Mg nie.*

W poprawnych odpowiedziach zdający odwoływali się do właściwości wodorotlenków cynku, glinu i magnezu zilustrowanych na schemacie (Przykład 27.), albo – do wiadomości na temat charakteru chemicznego tych wodorotlenków (Przykład 28.)

Przykład 27.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

Uzasadnienie wyboru: *Jest to magnez, ponieważ dodanie nadmiaru jonów OH^- nie spowoduje rozтворenia tej powstającej w cieplej cieczy $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (zgodnie ze schematem jest to jedyny metal, którego wodorotlenek nie rozтворza się w nadmiarze zasady).*

Przykład 28.

Metal, którego jony zidentyfikowano podczas opisanego doświadczenia, to (Al / Mg / Zn).

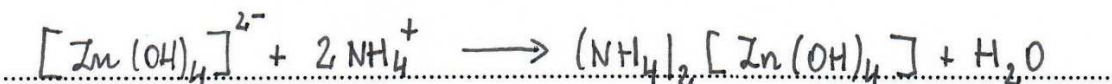
Uzasadnienie wyboru: *Wodorotlenek magnezu jako jedyny spośród badanych nie ulega rozтворeniu pod wpływem wodorotlenku sodu (nie ma właściwości amfoterycznych).*

Ostatnie z tej wiązki zadanie 10.2. osiągnęło najniższy poziom wykonania równy 31%. Należało w nim napisać w formie jonowej skróconej dwa równania reakcji zachodzących podczas doświadczenia z udziałem wodnego roztworu amoniaku. Pierwsze równanie ilustrowało strącanie wodorotlenku glinu, a drugie – rozтворzanie wodorotlenku cynku. Za zadanie można było uzyskać 2 punkty – po jednym za każde poprawnie napisane równanie.

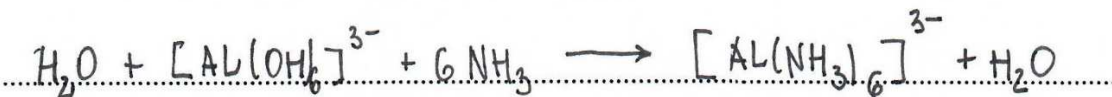
Dla wielu zdających trudnością było już samo zidentyfikowanie tych procesów – na podstawie opisu przebiegu doświadczenia. Nie umieli oni poprawnie wskazać substratów reakcji. Niektórzy pomylili zawartość próbówki I (związki cynku) i próbówki III (związki glinu) (Przykład 29.).

Przykład 29.

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w próbówce III wytrącił się biały osad;



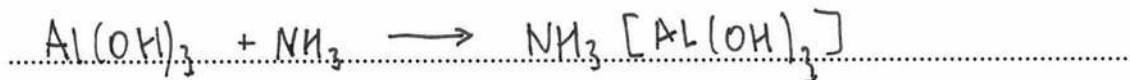
- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło rozтворzenie białego osadu w próbówce I.



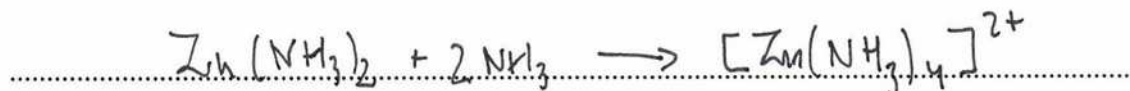
Inni zauważyli, że w probówce III powinien być związek glinu, a w probówce I – związek cynku, ale nie umieli tego związku zidentyfikować (przykład 30.), albo błędnie zidentyfikowali reakcję, której równanie należało napisać (Przykłady 31. i 32.).

Przykład 30.

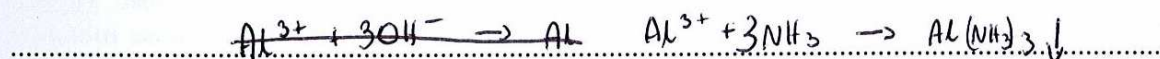
- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w probówce III wytrącił się biały osad;



- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło rozтворzenie białego osadu w probówce I.

Przykład 31.

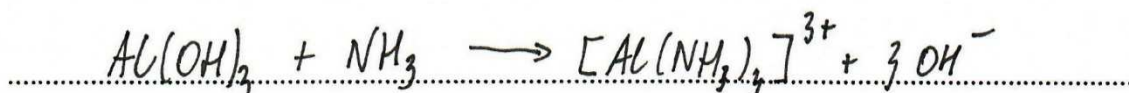
- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w probówce III wytrącił się biały osad;



- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło rozтворzenie białego osadu w probówce I.

Przykład 32.

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w probówce III wytrącił się biały osad;



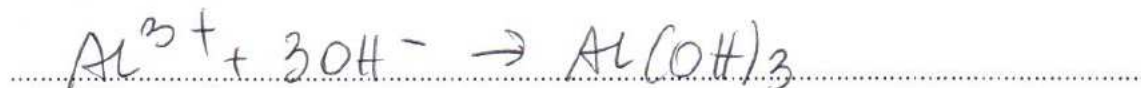
- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło rozтворzenie białego osadu w probówce I.



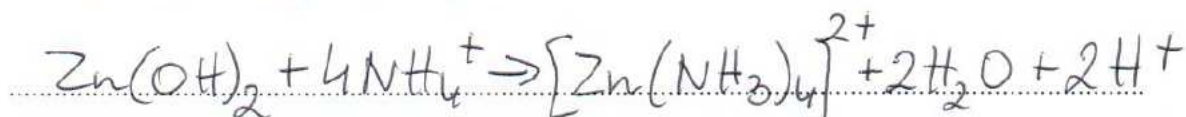
Niektórzy zdający nie zauważyli, że rozтворzanie osadu wodorotlenku cynku możliwe jest dzięki temu, że kationy cynku tworzą jony kompleksowe z cząsteczkami amoniaku, a nie z kationami amonowymi (wzór kationu tetraaminacynku(II) podany był w schemacie), co ilustruje Przykład 33.

Przykład 33.

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w probówce III wytrącił się biały osad;



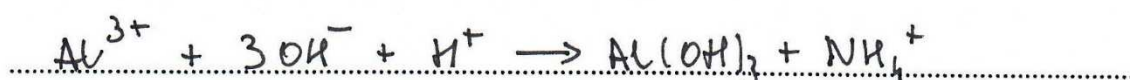
- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło roztworzenie białego osadu w probówce I.



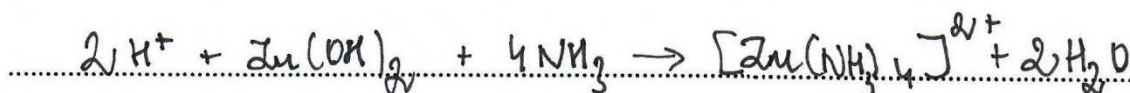
Ostatni – Przykład 34. – błędnej odpowiedzi do zadania 10.2. ilustruje sytuację, w której zdający nie radzi sobie z podanymi informacjami, nie dostrzega zależności między użytymi odczynnikami a środowiskiem reakcji i koncentruje się na bilansie ładunków.

Przykład 34.

- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której w probówce III wytrącił się biały osad;



- w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w wyniku której nastąpiło roztworzenie białego osadu w probówce I.



Doświadczenie z zastosowaniem wodnego roztworu amoniaku było dla zdających szczególnie trudne, ponieważ użyty w nim odczynnik pełni podwójną funkcję: dzięki niemu możliwe jest strącenie osadów wodorotlenków cynku i glinu (w związku z obecnością jonów OH^-) i roztworzenie osadu wodorotlenku cynku (w związku z obecnością cząsteczek NH_3). Wielu zdających nie podjęło próby napisania jednego lub obu równań.

Warto zauważyć, że w omawianej wiązce zadań każde kolejne polecenie osiągnęło niższy poziom wykonania: od 74% do 31%. Wynika to z faktu, że zaczyna się ona od zadań typowych (metody rozdzielania mieszanin, reakcje metali z kwasami nieutleniającymi), ale także odnosi się do pierwszego etapu opisanych doświadczeń. Kolejne dwa polecenia wymagały wnikliwej analizy materiału źródłowego na temat przebiegu kolejnych dwóch doświadczeń. Poprawne sformułowanie odpowiedzi było możliwe tylko wtedy, gdy zdający umiał właściwie zinterpretować informacje zawarte w materiale źródłowym i powiązać je z wiadomościami nabytymi w toku nauki szkolnej.

Kolejna wiązka – zadania 11. i 12. – składała się z trzech odrębnie ocenianych poleceń. Materiał źródłowy zawierał równanie opisujące równowagę w roztworze kwasu HX w temperaturze T oraz wykres kołowy przedstawiający procentowy udział drobin znajdujących się w tym roztworze w tej temperaturze (bez uwzględnienia cząsteczek wody i jonów pochodzących z autodysocjacji wody).

Zadanie 11. okazało się najtrudniejsze w całym arkuszu, osiągając poziom wykonania 5%. Typowe błędy popełnione przez maturzystów w próbie jego rozwiązania zostały szczegółowo omówione w pierwszej części komentarza. W tym miejscu warto podkreślić, że największy problem stanowiło dla zdających zestawienie dwóch „całości”: pierwszą z nich była suma liczby drobin znajdujących się

w roztworze kwasu HX (HX , X^- i H_3O^+), zilustrowana wykresem, a drugą – całkowita liczba cząsteczek kwasu HX wprowadzona do roztworu. Suma liczby drobin znajdujących się w roztworze kwasu stanowi 100% tych drobin (czyli całą powierzchnię koła z wykresu kołowego), a całkowita liczba cząsteczek tego kwasu stanowi 100% w wyrażeniu na stopień dysocjacji. Obie te „całości” są różne, zatem odsetek zdysocjowanych cząsteczek kwasu, czyli stopień dysocjacji, nie jest równy odsetkowi, jaki liczba jonów H_3O^+ (lub X^-) stanowi w łącznej liczbie drobin znajdujących się w roztworze kwasu HX.

Kolejne zadania z tej wiązki dotyczyły wpływu dodania niewielkiej ilości wodnego roztworu mocnego kwasu do wodnego roztworu kwasu HX na wartość stopnia i stałej dysocjacji kwasu HX – przy niezmięnionej temperaturze. W pierwszym z nich (zadanie 12.1.) należało ocenić, czy zmieni się (wzrośnie albo zmaleje) czy nie ulegnie zmianie wartość stopnia dysocjacji kwasu HX, i odpowiedź uzasadnić. Za zadanie można było uzyskać 1 punkt. Osiągnęło ono poziom wykonania równy 20%.

Wielu zdających popełniło błąd już na etapie oceny zmiany stopnia dysocjacji, pisząc błędnie, że stopień dysocjacji nie ulegnie zmianie albo wzrośnie (Przykład 35.).

Przykład 35.

Ocena: wzrosł mi
 Uzasadnienie: Zwiększy mi się stężenie jonów H_3O^+

Te osoby, które poprawnie oceniły, że stopień dysocjacji zmaleje, często formułowały błędne (Przykłady 36.–37.), zbyt ogólnikowe (Przykład 38.) albo nieprecyzyjne uzasadnienie, niekiedy będące tylko powtórzeniem oceny zmiany stopnia dysocjacji (Przykład 39.) albo zawierające błędnie przytoczone zależności przyczynowo-skutkowe (Przykłady 40. i 41.).

Przykład 36.

Ocena: zmaleje
 Uzasadnienie: Zostanie zwiększone stężenie jonów H_3O^+ będących
produktami dysocjacji kwasu HX więc ~~zwiększy się~~
stopień dysocjacji kwasu HX wzrośnie.

Przykład 37.

Ocena: zmaleje
 Uzasadnienie: w wodnym kwasie dostarczy cząsteczek
wody

Przykład 38.

Ocena: Stopień dysocjacji zmaleje

Uzasadnienie: Stwierdza się, ponieważ stopień dysocjacji maleje ze wzrostem stężenia substancji rozpuszczonej

Przykład 39.

Ocena: maleje

Uzasadnienie: Mniej cząsteczek kwasu zdysocjuje

Przykład 40.

Ocena: maleje

Uzasadnienie: Zwiększy się stężenie kwasu ~~HX~~^{HX}, zatem aby stała dysocjacji pozostała stała stopień dysocjacji musi się zmniejszyć, bo $K = \frac{1}{c} \cdot C$, a K jest stałe,Przykład 41.

Ocena: zwiększa zmaleje

Uzasadnienie: nowo dodany, mniejszy kwas będzie reagować przez co HX zmniejszy swój stopień dysocjacji, bo mniej jego cząsteczek przereaguje

W wielu arkuszach zadanie to zostało pominięte – zdający nie podejmowali próby jego rozwiązania.

W kolejnym zadaniu (12.2.) należało ocenić, czy zmieni się (wzrośnie albo zmaleje) czy nie ulegnie zmianie wartość stałej dysocjacji kwasu HX, i odpowiedź uzasadnić. Za zadanie można było uzyskać 1 punkt. Osiągnęło ono poziom wykonania równy 30%.

Również w przypadku tego zadania głównym problemem nie była właściwa ocena, to znaczy stwierdzenie, że stała dysocjacji nie ulegnie zmianie, ale sformułowanie poprawnego i precyzyjnego uzasadnienia. Niektórzy zdający formułowali zbyt kategoryczne uzasadnienie, że stała dysocjacji *jest* zawsze stała (Przykłady 42.–43.).

Przykład 42.

Ocena: stała dysocjacji nie zmienia się

Uzasadnienie: stała dysocjacji z definicji jest stała.

..... Wzrost silniejszego kwasu, jak i wzrostek słabszego.

..... więc stała pozostanie niezmienną.

Przykład 43.

Ocena: Stała dysocjacji nie ulegnie zmianie

Uzasadnienie: Dodanie mocnego kwasu nie wpływa na stałą

..... dysocjacji, która jest zawsze taka sama dla danego kwasu.

.....

Inni – przy poprawnej ocenie – błędnie ją uzasadniali, powołując się na zależności między stałą i stopniem dysocjacji (Przykład 44.)

Przykład 44.

Ocena: nie ulegnie zmianie

Uzasadnienie: dodanie niewielkiej ilości mocnego kwasu nie zmieni wartości

..... stopnia dysocjacji, zatem stała dysocjacji również nie ulegnie zmianie

Zdarzały się jednak także takie odpowiedzi, w których zdający popełnili błąd już na etapie oceny, twierdząc, że stała dysocjacji *zmaleje*, rzadziej – że *wzrośnie* (Przykłady 45. i 46.).

Przykład 45.

Ocena: wartość stałej dysocjacji *zmaleje*

Uzasadnienie: wprowadzony kwas ~~z~~ spowoduje spadek

..... stopnia zdysocjowanych jonów, przez co stała dysocjacji *zmaleje*

Przykład 46.

Ocena: Wzrostnie

Uzasadnienie: Zwiększy się stężenie jonów K^+ w osoczu
..... i zwiększy wartość stałej dys.

.....

Niektórzy zdający rezygnowali ze sformułowania uzasadnienia (Przykład 47.), wielu było też takich, którzy w ogóle nie próbowali tego zadania rozwiązać.

Przykład 47.

Ocena: ...*stała*... *dysocjacji*... *kwam*... *nie*... *nie*... *zmieni*.....

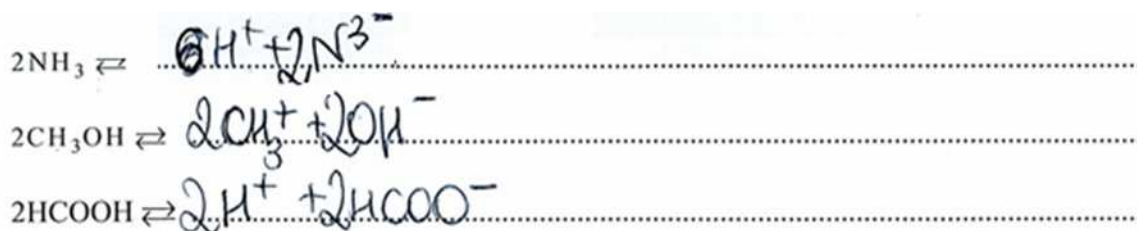
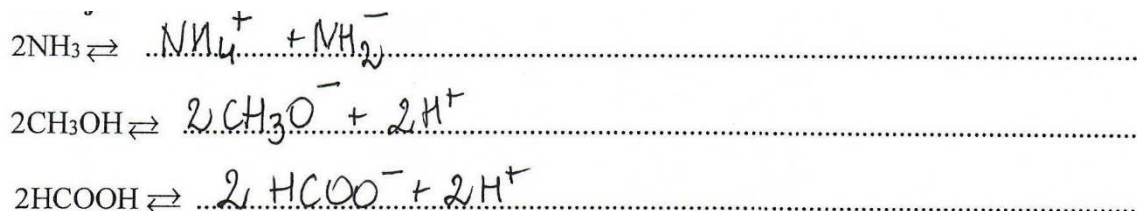
Uzasadnienie:

Błędy popełnione przez zdających w zadaniach 12.1. i 12.2. związane były przede wszystkim z niezrozumieniem prawa działania mas w odniesieniu do równowagi reakcji dysocjacji kwasu i z błędnym zastosowaniem reguły przekory do oceny wpływu różnych czynników na tę równowagę. Istotnym brakiem wielu wypowiedzi były sformułowania niejasne, mylenie procesów i pojęć, np.: z wielu odpowiedzi nie można było wywnioskować, do którego z kwasów się odnoszą – kwasu HX czy dodanego kwasu mocnego; zdający pisali o wzroście stężenia kwasu, zamiast o wzroście równowagowego stężenia formy niezdisocjowanej tego kwasu; używali sformułowań takich, jak *zdysocjowane jony*. Tego typu niedociągnięć – powodujących utratę punktu – było bardzo dużo, tu zostały przedstawione tylko niektóre z nich.

Materiał źródłowy poprzedzający zadania 14. i 15. stanowiło równanie reakcji autoprotolizy wody oraz wyrażenie na iloczyn jonowy wody K_w – jako stałej opisującej równowagę tej reakcji. We wprowadzeniu do zadania 14. zamieszczono tabelę z wartościami iloczynu jonowego wody w zakresie temperatury 0°C–100°C (pod ciśnieniem atmosferycznym). Na podstawie tych danych należało określić efekt energetyczny autoprotolizy wody oraz wpływ temperatury na wartość pH wody. W obu przypadkach zdający wybierali jedną spośród podanych odpowiedzi, a więc nie musieli formułować własnej wypowiedzi. Ponieważ zadanie należało do najtrudniejszych w arkuszu, zostało szczegółowo omówione w pierwszej części komentarza. Powiedziano tam, że największą trudność sprawiło zdającym poprawne określenie wpływu temperatury na pH wody. Opisano też najczęstsze błędy popełnione przez zdających i przedstawiono, jak – na podstawie danych zestawionych w tabeli – można dojść do poprawnej odpowiedzi. W tym miejscu warto zwrócić uwagę na to, że większość zdających nie skorzystała z takiej możliwości. Maturzyści nie odwołali się do definicji $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ i nie dostrzegli, że jeśli rośnie wartość K_w , to również rośnie stężenie jonów H_3O^+ , a więc maleje pH. Wskazuje to na brak umiejętności poprawnego wykorzystania danych liczbowych w celu sformułowania zależności między temperaturą a pH wody. Niepokój budzi fakt, że brak ten wykazała większość zdających.

Kolejne z tej wiązki zadania 15.1. i 15.2. dotyczyły zdolności do autoprotolizy rozpuszczalników innych niż woda. W zadaniu 15.1., za które można było otrzymać 1 punkt, należało napisać wzory produktów autoprotolizy ciekłego amoniaku, metanolu i kwasu mrówkowego. Zadanie osiągnęło poziom wykonania równy 36%. Większy problem dla zdających stanowiło poprawne napisanie wzorów produktów autoprotolizy rozpuszczalników organicznych niż produktów autoprotolizy ciekłego amoniaku. Błędnie zapisywano przede wszystkim wzory kationów tak, jakby proton przyłączany był przez atom węgla a nie przez atom tlenu: CH_4^+OH (dla metanolu) i H_2^+COOH (dla kwasu mrówkowego). Zdarzały się jednak takie odpowiedzi, których autorzy nie zrozumieli zjawiska autoprotolizy (Przykłady 48. i 49.).

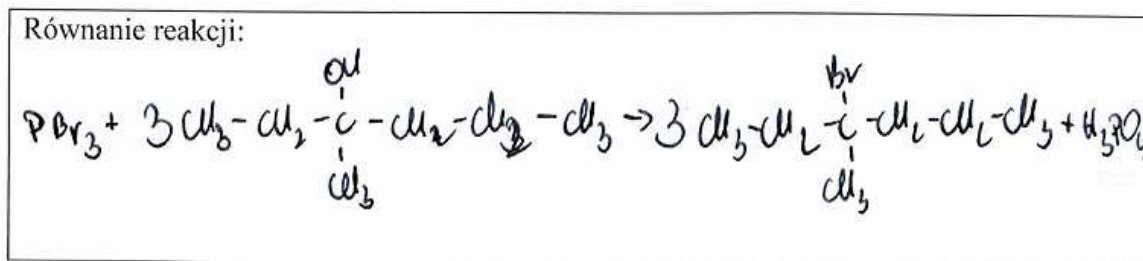
Przykład 48.

Przykład 49.

Błędne rozwiązania zadania 15.2. wskazują, że zdający mieli trudności z dostrzeżeniem zależności między budową wymienionych cząsteczek a ich zdolnością do odszczepiania i przyłączania protonu. Zadanie 15.2. – jako jedno z najtrudniejszych – zostało szczegółowo omówione w pierwszej części niniejszego opracowania. W tym zadaniu na niepowodzenia maturzystów złożyły się dwa czynniki: brak odwołania do budowy cząsteczek amoniaku, metanolu i kwasu mrówkowego w uzasadnieniu a także brak precyzji, formułowanie sądów ogólnikowych, nie na temat, czy zawierających błędy merytoryczne. Przykłady takich odpowiedzi zamieszczono w pierwszej części komentarza.

Kolejne dwie wiązki – zadania 22.–24. oraz 26. i 27. – poprzedzone były materiałem źródłowym o podobnej strukturze: znalazł się w nim opis i schemat przemiany albo ciągu przemian, którym ulegają związki organiczne. Mimo że były to przykłady przemian, z którymi zdający mogli nie zetknąć się w czasie nauki, wyżej wymienione zadania nie należały do najtrudniejszych i większość maturzystów podjęła próbę ich rozwiązania.

Niestety wiele osób straciło punkty przez błędy prawdopodobnie spowodowane nieuwagą. W obu pierwszych zadaniach z każdej wiązki (zadanie 22. – poziom wykonania równy 34% i zadanie 26. – poziom wykonania równy 45%) należało napisać równanie reakcji i nazwę systematyczną wskazanego związku organicznego. Najczęstszym błędem w zapisie równania reakcji w zadaniu 22. było podanie wzoru kwasu H_3PO_4 zamiast – zgodnie z przedstawionym schematem reakcji – H_3PO_3 . Wielu maturzystów nie zauważyło, że gdyby w opisanej reakcji powstawał kwas fosforowy(V), to nie byłaby to reakcja wymiany grupy hydroksylowej na atom bromu, ale reakcja utleniania i redukcji, w czasie której fosfor zmieniałby stopień utlenienia z III na V. Ponadto niektórzy zdający błędnie ułożyli nazwę systematyczną użytego w syntezie alkoholu (Przykład 50.).

Przykład 50.

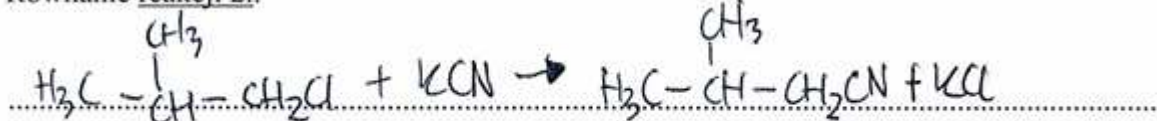
Nazwa systematyczna alkoholu:

3-metyloheksa-3-ol

W przypadku zadania 26. do najczęstszych błędów należało pominięcie w równaniu reakcji produktu ubocznego KCl oraz napisanie nazwy systematycznej niewłaściwego związku: należało napisać nazwę produktu reakcji 3. – czyli kwasu – którego wzór był przedstawiony na schemacie, jednak część zdających próbowała ułożyć nazwę nitrylu (Przykład 51.). Niektórzy – zamiast nazwy systematycznej – napisali nazwę zwyczajową kwasu (Przykład 52.).

Przykład 51.

Równanie reakcji 2.:



Nazwa systematyczna produktu reakcji 3.: 2-metylopropanonitryl

Przykład 52.

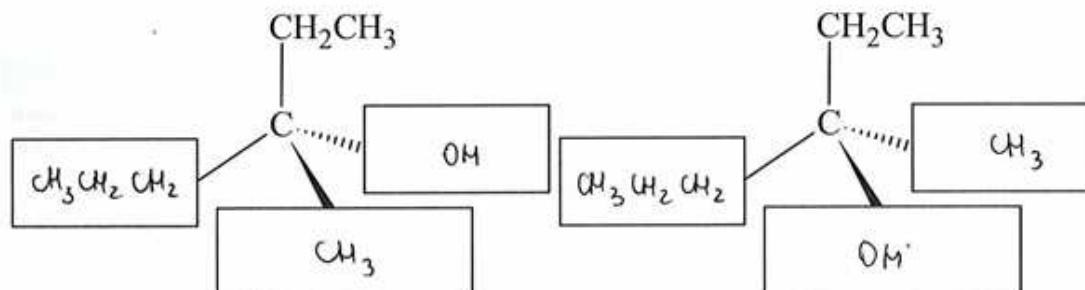
Równanie reakcji 2.:



Nazwa systematyczna produktu reakcji 3.: kwas 3-metyloostowy

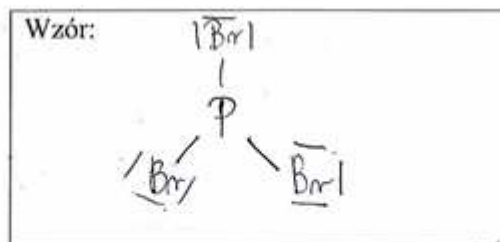
Przykłady błędów popełnionych w odpowiedziach do zadania 22. i 26. uwidaczniają fakt, że maturzyści, rozwiązując zadania łatwiejsze, często dekoncentrują się, pomijają elementy polecenia albo mylą się w wykonywaniu prostych czynności.

Potwierdza to również analiza odpowiedzi do zadania 24. (poziom wykonania równy 50%), w którym część zdających ułożyła wzory stereochemiczne enancjomerów 3-metyloheksan-3-olu – zamiast wzorów enancjomerów 3-bromo-3-metyloheksanu (Przykład 53.).

Przykład 53.

W pozostałych zadaniach tworzących obie omawiane wiązki (zadanie 23. – poziom wykonania równy 52% i zadanie 27. – poziom wykonania równy 61%) przyczyną utraty punktów były problemy merytoryczne oraz brak precyzji w formułowaniu wypowiedzi słownych. W zadaniu 23., w którym należało napisać wzór elektronowy PBr_3 i ocenić, czy cząsteczka tego związku jest płaska, najczęstszym błędem było pominięcie wolnej pary elektronowej przy atomie fosforu (Przykład 54.) albo – wolnych par elektronowych przy atomach bromu.

Przykład 54.



Ocena: cząsteczka bromku fosforu (III) nie jest płaska.....

W zadaniu 27. (poziom wykonania – 61%) należało napisać wzory półstrukturalne (grupowe) dwóch alkanów. Alkan I był związkiem wyjściowym w opisanym w materiale źródłowym i schematycznie zilustrowanym ciągu przemian, a alkan II – końcowym produktem tego ciągu przemian. Większość zdających nie miała problemów z ułożeniem wzorów obu alkanów, chociaż w niektórych odpowiedziach pojawiały się wzory związków innych niż alkany (np. alkohole albo alkeny). Trudniejsze okazało się określenie, w jakim celu opisany proces – prowadzący od alkanu I do alkanu II – jest stosowany w syntezie organicznej. Niektórzy maturzyści poprawnie zauważali, że stosuje się go w celu wydłużenia łańcucha węglowego, ale błędnie określili jako *grupę metylową* $-CH_3$ ten fragment, o który następuje wydłużenie łańcucha. Cząsteczka alkanu II różni się od cząsteczki alkanu I fragmentem $-CH_2-$, czyli grupą metylenową (Przykład 55.).

Przykład 55.

Wzór alkanu I	Wzór alkanu II
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$

Zastosowanie opisanego procesu: Proces ten, laboratoryjny, jest w.....
 celu wydłużenia łańcucha węglowego o jedną grupę $-CH_2-$

Inni niewystarczająco uważnie przeanalizowali przedstawiony schemat ciągu przemian oraz polecenie, które wymagało porównania wzorów obu alkanów, i pisali o otrzymywaniu kwasów karboksylowych (Przykład 56.).

Przykład 56.

Wzór alkanu I	Wzór alkanu II
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$

Zastosowanie opisanego procesu: produkcja kwasów karboksylowych o wydłużonym łańcuchu.....

Jeszcze inni, a była to najliczniejsza grupa, formułowali odpowiedzi zbyt ogólnikowe, nie odwołując się do istoty opisanego procesu, którą jest wydłużenie łańcucha węglowego (Przykład 57.).

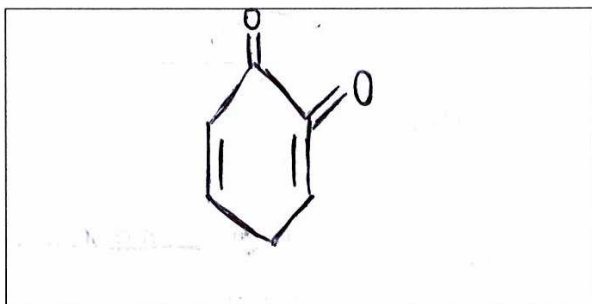
Przykład 57.

Wzór alkanu I	o	Wzór alkanu II
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$

Zastosowanie opisanego procesu: W wyniku tego procesu z prostej o
 związku - alkanu, możemy otrzymać produkty jakimi
 są związki organiczne.....

Następna wiązka – zadania 29. i 30. – zawierała krótką informację o *para*-benzochinonie i produkcie jego redukcji – hydrochinonie. W materiale źródłowym przedstawione były uproszczone wzory oraz nazwy systematyczne tych związków.

W zadaniu 29. należało napisać wzór uproszczony izomeru *para*-benzochinonu, którym jest *orto*-benzochinon. Zadanie osiągnęło poziom wykonania równy 62% i okazało się jednym z łatwiejszych w całym arkuszu. Stosunkowo nieliczne błędy wynikały najczęściej z niewłaściwej lokalizacji wiązań podwójnych między atomami węgla tworzącymi pierścień, co skutkowało pojawieniem się pięciowiązalnego atomu węgla (Przykład 58.).

Przykład 58.

W zadaniu 30. należało określić formalny stopień utlenienia wskazanego atomu węgla (wchodzącego w skład grupy karbonylowej w cząsteczce *para*-benzochinonu i połączonego z grupą hydroksylową w cząsteczce hydrochinonu) oraz typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) orbitali walencyjnych tego atomu. Poziom wykonania zadania wyniósł 32%, był więc znacznie niższy niż pierwszego zadania z tej wiązki. Zdający większe problemy mieli z określeniem stopnia utlenienia i typu hybrydyzacji wskazanego atomu węgla w cząsteczce hydrochinonu niż w cząsteczce *para*-benzochinonu (Przykład 59.).

Przykład 59.

	Stopień utlenienia	Typ hybrydyzacji
<i>para</i> -benzochinon	+2	sp ²
hydrochinon	0	sp ³

Biorąc pod uwagę zróżnicowany poziom wykonania zadań z tej wiązki, przyczyn większej trudności zadania 30. należy upatrywać nie w problemach z analizą materiału źródłowego, ale w trudnościach w określeniu formalnego stopnia utlenienia i hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczkach związków organicznych o nietypowej budowie.

Ostatnia wiązka – zadania 34. i 35. – poprzedzona była opisem analitycznej metody oznaczania kwasu askorbinowego (witaminy C) w reakcji z jodem. Opis zawierał równanie tej reakcji oraz sposób wykonania miareczkowania wodnego roztworu kwasu askorbinowego z dodatkiem skrobi za pomocą roztworu jodu w wodnym roztworze jodku potasu.

W zadaniu 34. (poziom wykonania – 62%) należało określić, jaką funkcję (utleniacza czy reduktora) pełni jod w opisanej reakcji, oraz napisać, na jaki kolor zabarwi się mieszanina reakcyjna w punkcie końcowym miareczkowania. Większość zdających nie miała trudności z poprawnym określeniem funkcji jodu w tej reakcji jako utleniacza. Trudność stanowiło poprawne określenie barwy mieszaniny reakcyjnej. Liczna grupa maturzystów formułowała odpowiedzi wskazujące na *fioletowy* odcień barwy kompleksu jodoskrobiowego – zamiast określić ją jako granatową, niebieską, ciemnoniebieską lub granatowoniebieską. Przyjęcie, że skrobia pod wpływem jodu barwi się na *fioletowo*, *fioletowoniebiesko* czy *fioletowogranatowo* jest odpowiedzią błędną. Skrobia składa się z amylozy i amylopektyny. Amyloza jest tym składnikiem, dzięki któremu pod wpływem jodu skrobia przyjmuje zabarwienie intensywnie niebieskie. Fioletowe zabarwienie w reakcji z jodem tworzą tylko wodne roztwory czystej amylopektyny. Ponadto wydajność tworzenia kompleksów z jodem przez ten składnik skrobi jest wielokrotnie mniejsza niż przez amylozę: próbka amylopektyny przyłącza około 200 razy mniej jodu niż próbka amylozy o tej samej masie. Pod wpływem jodu skrobia barwi się więc na kolor granatowy (ciemnoniebieski). W literaturze pojawiają się czasem informacje o innym niż granatowe zabarwieniu skrobi pod wpływem jodu, ale jest to opis prób przeprowadzonych podczas procesu hydrolizy skrobi bądź opis obserwacji mikroskopowych.

Zadanie 35. było zadaniem obliczeniowym: należało w nim obliczyć masę witaminy C w badanej próbce X o objętości 100,0 cm³, jeżeli na zmiareczkowanie 10,0 cm³ roztworu pobranego z tej próbki zużyto podaną objętość roztworu jodu o znanym stężeniu molowym. Wynik należało wyrazić w miligramach. Za zadanie można było otrzymać 2 punkty, osiągnęło ono poziom wykonania równy 26%.

Wielu zdających nie podjęło próby rozwiązania tego zadania. Niektórzy błędnie zinterpretowali stechiometrię reakcji, inni – popełnili błędy wynikające z trudności w posługiwaniu się liczbami o małych wartościach.

Odrębnym problemem było także stosowanie bardzo dużych zaokrągleń, mimo że w materiale źródłowym i w opisie miareczkowania zaakcentowano, że jest to metoda analityczna. Wielu zdających zignorowało ten fakt w celu uproszczenia obliczeń.

Liczna grupa zdających pomyliła się w przeliczaniu masy wyrażonej w gramach na miligramy. Przykład 60. ilustruje takie błędne przeliczenie.

Przykład 60.

$$m_{\text{Kite}} = 176 \text{ g/mol} \cdot 0,005616 \text{ mol} = 0,988416 \text{ g} = 9888,4 \text{ mg} //$$

Jednak najczęstszym błędem było nieprzeliczenie uzyskanej masy witaminy C – obliczonej dla 10,0 cm³ roztworu – na 100,0 cm³ badanej próbki X, czego wymagało polecenie (Przykład 61.).

Przykład 61.

Obliczenia:

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

$$V_2 = 0,01 \text{ dm}^3$$

$$V_{I_2} = 0,0108 \text{ dm}^3$$

$$m_C = ? \text{ mg}$$

$$M_C = 176 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$


$$c_{m, I_2} = 0,052 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_m = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$n_{I_2} = 0,052 \cdot 0,0108 = 0,0005616 \text{ mola}$$

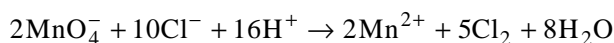
$$1 \text{ mol } I_2 \longrightarrow 176 \text{ g wit. C}$$

$$0,0005616 \text{ mola } I_2 \longrightarrow x$$

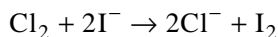
$$x = 0,09884 \text{ g wit. C}$$


$0,09884 \text{ g} = \underline{98,84 \text{ mg wit. C}}$

Na zakończenie tej części niniejszego opracowania pragniemy przedstawić spostrzeżenia wynikające z analizy zadań 36.1. i 36.2. Zadania były poprzedzone krótkim opisem przebiegu doświadczenia, w którym do próbki zawierającej wodny roztwór manganianu(VII) potasu dodano nadmiar kwasu solnego. Do wykrycia gazowego produktu reakcji, która zaszła po zmieszaniu roztworów w próbce, zastosowano zwilżony wodą papierkę jodoskrobiową. Przebieg doświadczenia zilustrowano schematycznym rysunkiem, na którym także wyjaśniono, że papierkę jodoskrobiową to pasek bibuły nasycony mieszaniną jodku potasu i skrobi. Z opisu doświadczenia wynikało, że w próbce zaszła reakcja opisana równaniem:



Wydzielający się gazowy chlor reagował z anionami jodkowymi obecnymi w mieszaninie, którą był nasycony papierkę jodoskrobiową:



Dopiero powstający w tej reakcji jod tworzył ze skrobią kompleks o charakterystycznym granatowym zabarwieniu. Materiał źródłowy do tego zadania zawierał więc w syntetycznej formie wiele informacji.

W zadaniu 36.1. zdający mieli opisać zmiany możliwe do zaobserwowania podczas przebiegu opisanego doświadczenia. Za zadanie można było otrzymać 1 punkt. Osiągnęło ono poziom wykonania równy 38%. W zadaniu 36.2., za które można było także otrzymać 1 punkt, należało wyjaśnić przyczynę zmiany barwy papierka jodoskrobiowego. Zadanie 36.2. okazało się jednym z najtrudniejszych, osiągając poziom wykonania równy 19%.

W odpowiedziach do zadania 36.1 najczęściej popełnianym błędem było określenie barwy papierka jodoskrobiowego po zajściu reakcji jako *zielonej* lub *czerwonej*. Błędy te wynikały z powierzchownej

analizy procesów zachodzących podczas opisanego doświadczenia, o czym świadczą odpowiedzi udzielone w zadaniu 36.2.

Zielone zabarwienie papierka część zdających tłumaczyła wydzieleniem się zielonkawego chloru (Przykłady 62. i 63.).

Przykład 62.

	przed dodaniem HCl (aq)	po zajściu reakcji
Barwa roztworu w probówce	fioletowy	bezbarwny
Barwa papierka jodoskrobiowego	biała	złotozielona

Zmienił on swoją barwę pod wpływem gazowego chloru wydzielenego się w wyniku reakcji

Przykład 63.

	przed dodaniem HCl (aq)	po zajściu reakcji
Barwa roztworu w probówce	fioletowa	rozbarwa
Barwa papierka jodoskrobiowego	biała	wielokolorowa

W wyniku dodania roztworu kwasu solnego powstał ~~zelenkawy~~ gaz, który osadził się na zielonym papierku jodoskrobiowym.

Przyczyny zmiany papierka jodoskrobiowego z białej na czerwoną wielu zdających upatrywało w charakterze kwasowym wydzielającego się gazu, utożsamiając papierkę jodoskrobiową z uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym, który barwi się na czerwono w roztworach o odczynie kwasowym (Przykłady 64. i 65.).

Przykład 64.

	przed dodaniem HCl (aq)	po zajściu reakcji
Barwa roztworu w probówce	fioletowa	bezbarwna
Barwa papierka jodoskrobiowego	biała	czerwony

Gazowy produkt wydzielający się z próbki miał odczyn kwasowy

Przykład 65.

	przed dodaniem HCl (aq)	po zajściu reakcji
Barwa roztworu w próbówce	fioletowa	bezbarna
Barwa papierka jodoskrobiowego	biała	czerwona

Papierek jodoskrobiowy odbarwił się z powodu
 nadmiaru kwasu solnego.

Problemy z rozpoznaniem reakcji chemicznych zachodzących w czasie opisanego doświadczenia obrazują też takie odpowiedzi, w których zdający powołują się na próbę jodoformową (Przykład 66.) lub wydzielanie wodoru (Przykład 67.).

Przykład 66.

	przed dodaniem HCl (aq)	po zajściu reakcji
Barwa roztworu w próbówce	fioletowy	bezbarny z brunatnym osadem
Barwa papierka jodoskrobiowego	biała	żółty

Zajdzie reakcja jodoformowa, ponieważ wyoluczył się w
 tej reakcji gazowy chlor, który zareaguje z
 jodem jodku obecny na papierku.

Przykład 67.

Wydzielanie się bezbarwnego gazu (wodoru)
 skutkowało zmianą zabarwienia
 papierka jodoskrobiowego

Wielu zdających – tak jak w zadaniu 34., o czym napisano powyżej – błędnie określiło barwę papierka jako fioletową, czasami tłumacząc powstanie tej barwy tworzeniem wolnego jodu.

Analiza odpowiedzi maturzystów do zadań poprzedzonych różnego rodzaju materiałem źródłowym pokazuje, że większość z nich nie jest zaskoczona tego typu zadaniami. W wielu arkuszach widać, że zdający czytają i analizują przedstawione informacje, niektóre z nich podkreślając lub robiąc notatki na marginesie strony. Przyczyną niepowodzeń nie jest zatem konieczność skorzystania z materiału źródłowego. Maturzyści nie mają trudności w wyszukiwaniu informacji. Dobrze korzystają z informacji, jeżeli są one krótkie i nie dotyczą złożonych zagadnień. Problemy pojawiają się wtedy, gdy informacje te wymagają interpretacji i dalszego przetworzenia. Im bardziej złożone lub nietypowe procesy, zjawiska, przemiany są w nich opisane, tym większą trudnością staje się dla zdających ich poprawne wykorzystanie. Wielu maturzystów nie umie wystarczająco wnikliwie przeanalizować

podanych informacji, nie konfrontuje pierwszych skojarzeń z zaprezentowanymi faktami, nie ma też nawyku weryfikacji swoich twierdzeń przez obliczenia z wykorzystaniem danych liczbowych.

Odrębny problem bardzo licznej grupy maturzystów stanowi nieumiejętność formułowania precyzyjnej, poprawnej merytorycznie, zgodnej z poleceniem wypowiedzi słownej. Zdający posługują się skrótami myślowymi lub ogólnikami, dokonują też nieuprawnionych uogólnień, często formułując błędne, zbyt kategoryczne twierdzenia. Ten problem uwidacznia się we wszystkich zadaniach, w których wymagane jest sformułowanie uzasadnienia, wyjaśnienia czy opisu zmian możliwych do zaobserwowania podczas doświadczenia chemicznego.

3. Wnioski i rekomendacje

Tegoroczny egzamin maturalny pokazał, że poziom merytoryczny prezentowanych odpowiedzi był bardzo zróżnicowany. Wielu maturzystów rozwiązało bezbłędnie większość zadań. Ich odpowiedzi były poprawne i zgodne z poleceniami, precyzyjne, logiczne i klarowne.

Jednak znalazły się też prace słabe lub bardzo słabe. Niektórzy zdający mieli duże trudności z dokonaniem analizy i interpretacji informacji opisujących dany proces lub zjawisko, nie dostrzegli zależności między prezentowanymi faktami i nie umieli zastosować podanych informacji do rozwiązania problemu.

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

Maturzyści mieli trudności z rozwiązywaniem złożonych problemów, które wymagały dokładnej analizy opisanego zjawiska, wykorzystania wielu informacji, wyboru tych, które są kluczowe dla rozwiązania danego problemu, i skojarzenia kilku elementów. Do najczęstszych przyczyn błędów można zaliczyć niewystarczająco wnikliwą analizę treści zadań, a także formułowanie odpowiedzi niespełniających wymagań określonych w poleceniu. Zadania, które wymagały dokonania analizy wielu elementów albo syntezy przedstawionych informacji i wykonania złożonych czynności intelektualnych, w tym wykazania się zdolnością rozumowania właściwego dla chemii, sprawiły zdającym trudności. Często nie dostrzegali oni istotnych dla rozwiązania problemu zależności, a jedynie odtwarzali zapamiętane wiadomości i posługiwali się schematami, których zastosowanie prowadziło do formułowania odpowiedzi nielogicznych i niezgodnych z tematem zadania.

W rozwiązaniach zadań rachunkowych część maturzystów nie potrafiła zaprezentować toku rozumowania, przedstawić zależności ilościowych w formie wyrażeń algebraicznych i uwzględnić stechiometrii równania reakcji. Można zauważyć, że utrata punktów za zadania obliczeniowe często była też konsekwencją braku staranności w prowadzeniu obliczeń albo skutkiem niewykonania części polecenia. W tegorocznym egzaminie wyraźnie zaznaczył się także problem związany z przeliczaniem jednostek.

Podczas przygotowania do egzaminu warto poświęcić czas na dalsze ćwiczenie umiejętności analizy materiału źródłowego i treści zadania, stosowalności praw przyrody, a także – w przypadku zadań obliczeniowych – ćwiczenie umiejętności rachunkowych i przeliczanie jednostek. W uzyskaniu dobrego wyniku na egzaminie bardzo pomocne może być także ćwiczenie pisania wypowiedzi słownych, np. wyjaśnienia czy uzasadnienia. W dotychczas zastosowanych arkuszach maturalnych jest wiele zadań sprawdzających tę umiejętność, można więc wykorzystać je w tego typu ćwiczeniach.