



**Sprawozdanie  
z egzaminu maturalnego  
2018**

**CHEMIA**

**województwo dolnośląskie**

**Opracowanie**

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

**Redakcja**

dr Wioletta Kozak (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

**Opracowanie techniczne**

Joanna Dobkowska (Centralna Komisja Egzaminacyjna)

**Współpraca**

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

## Chemia

### Poziom rozszerzony

#### 1. Opis arkusza

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

#### 2. Dane dotyczące populacji zdających

Tabela 1. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym\*

| Liczba zdających                                    |  |             |
|---|--|-------------|
| Zdający rozwiązujący zadania w arkuszu standardowym | <b>ogółem</b>  | <b>1740</b> |
|   | z liceów ogólnokształcących                            | 1617        |
|   | z techników  | 123         |
|   | ze szkół na wsi  | 17          |
|   | ze szkół w miastach do 20 tys. mieszkańców             | 174         |
|   | ze szkół w miastach od 20 tys. do 100 tys. mieszkańców | 567         |
|   | ze szkół w miastach powyżej 100 tys. mieszkańców       | 982         |
|   | ze szkół publicznych                                   | 1665        |
|   | ze szkół niepublicznych                                | 75          |
|   | kobiety  | 1245        |
|   | mężczyźni  | 495         |
|   | bez dysleksji rozwojowej                               | 1592        |
|   | z dysleksją rozwojową                                  | 148         |

\* Dane w tabeli dotyczą tegorocznych absolwentów.

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

Tabela 2. Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych

|  |  |           |
|--|--|-----------|
| Zdający rozwiązujący zadania w arkuszach dostosowanych | z autyzmem, w tym z zespołem Aspergera | 4         |
|  | słabowidzący                           | 6         |
|  | niewidomi                              | 0         |
|  | słabosłyszący                          | 2         |
|  | niesłyszący                            | 2         |
|  | <b>ogółem</b>                          | <b>14</b> |

### 3. Przebieg egzaminu

Tabela 3. Informacje dotyczące przebiegu egzaminu

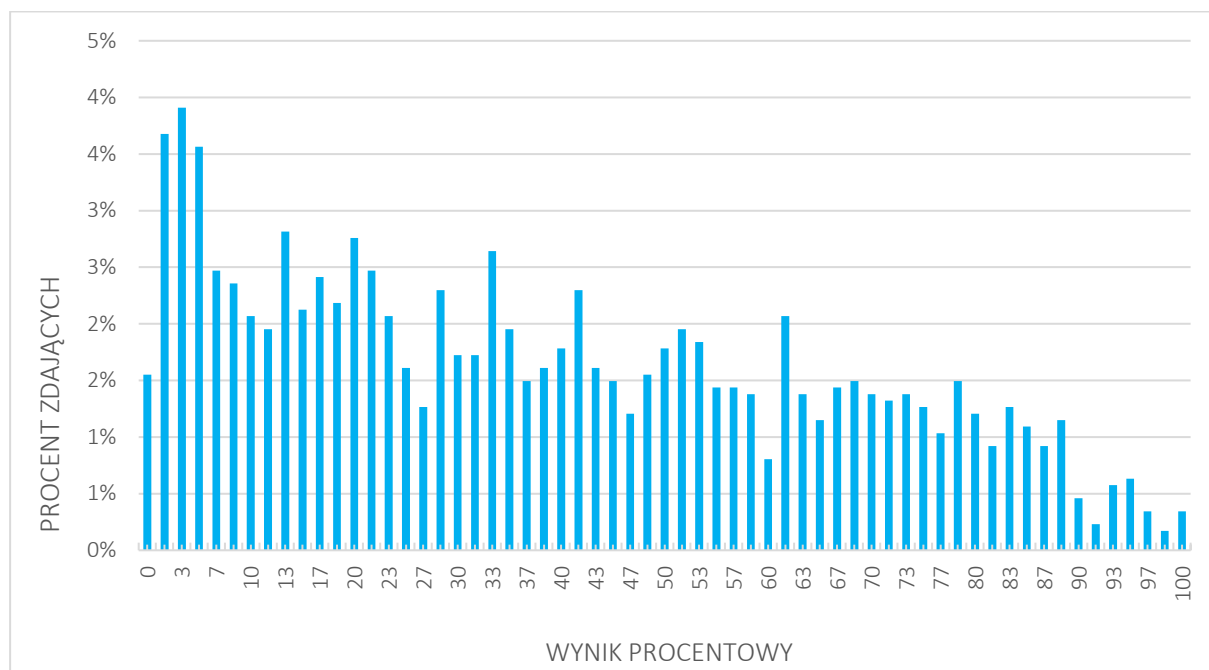
|  |                    |   |   |
|--|--------------------|---|---|
| Termin egzaminu                                      |                    | 16 maja 2018  |   |
| Czas trwania egzaminu                                |                    | 180 minut   |   |
| Liczba szkół   |                    | 153   |   |
| Liczba zespołów egzaminatorów                        |                    | 3   |   |
| Liczba egzaminatorów                                 |                    | 60  |   |
| Liczba obserwatorów <sup>1</sup> (§ 8 ust. 1)        |                    | 4   |   |
| Liczba unieważnień <sup>2</sup>                      | w przypadku:       |   |   |
|  | art. 44zzv pkt 1   | stwierdzenia niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego                                 | 0 |
|  | art. 44zzv pkt 2   | wniesienia lub korzystania przez zdającego w sali egzaminacyjnej z urządzenia telekomunikacyjnego | 0 |
|  | art. 44zzv pkt 3   | zakłócenia przez zdającego prawidłowego przebiegu egzaminu  | 0 |
|  | art. 44zzw ust. 1. | stwierdzenia podczas sprawdzania pracy niesamodzielnego rozwiązywania zadań przez zdającego       | 0 |
|  | art. 44zzy ust. 7  | stwierdzenia naruszenia przepisów dotyczących przeprowadzenia egzaminu                            | 0 |
|  | art. 44zzy ust. 10 | niemożności ustalenia wyniku (np. zaginięcie karty odpowiedzi)                                    | 0 |
| Liczba wglądów <sup>2</sup> (art. 44zzz)             |                    | 414   |   |
| Liczba prac, w których nie podjęto rozwiązania zadań |                    | 2   |   |

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

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

## 4. Podstawowe dane statystyczne

### Wyniki zdających



Wykres 1. Rozkład wyników zdających

Tabela 4. Wyniki zdających – parametry statystyczne\*

| Zdający                     | Liczba zdających | Minimum (%) | Maksimum (%) | Mediana (%) | Modalna (%) | Średnia (%) | Odchylenie standardowe (%) |
|-----------------------------|------------------|-------------|--------------|-------------|-------------|-------------|----------------------------|
| <b>ogółem</b>               | <b>1740</b>      | <b>0</b>    | <b>100</b>   | <b>33</b>   | <b>3</b>    | <b>38</b>   | <b>27</b>                  |
| w tym:                      |                  |             |              |             |             |             |                            |
| z liceów ogólnokształcących | 1617             | 0           | 100          | 37          | 3           | 41          | 26                         |
| z techników                 | 123              | 0           | 50           | 2           | 2           | 6           | 8                          |

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

## Poziom wykonania zadań

Tabela 5. Poziom wykonania zadań

| Nr zad. | Wymaganie ogólne  | Wymaganie szczegółowe   | Poziom wykonania zadania (%) |
|---------|---|---|------------------------------|
| 1.1.    | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający:<br>2.4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych);<br>2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.<br>6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający:<br>6.4) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów. | 68                           |
| 1.2.    | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Zdający:<br>2.3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z=36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach [...];<br>2.5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.  | 44                           |
| 1.3.    | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>3. Wiązania chemiczne. Zdający:<br>3.4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych [...];<br>3.6) określa typ wiązania ( $\sigma$ , $\pi$ ) w prostych cząsteczkach.   | 62                           |
| 2.      | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający:<br>1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);<br>1.3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego [...].  | 48                           |
| 3.      | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający:<br>1.1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra).   | 35                           |
| 4.      | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>7. Metale. Zdający:<br>7.3) analizuje i porównuje właściwości chemiczne [...] metali grup [...] 2.   | 34                           |
| 5.      | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.3) stosuje pojęcia egzoenergetyczny, endoenergetyczny [...] do opisu efektów energetycznych przemian;<br>4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej [...];<br>4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów [...] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.  | 54                           |

|      |   |  |    |
|------|---|--|----|
| 6.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający:<br>1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...].   | 20 |
| 7.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji [...] substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych [...];<br>5.9) [...] bada odczyn roztworu;<br>5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki i sole.  | 30 |
| 8.1. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>8. Niemetale. Zdający:<br>8.12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec [...] soli kwasów o mniejszej mocy; planuje [...] odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji.  | 33 |
| 8.2. | 19  |  |    |
| 8.3. | III. Opanowanie czynności praktycznych.                                   |  | 28 |
| 9.1. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.  | 35 |
| 9.2. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji.<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.6) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.  | 14 |
| 10.  | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.9) interpretuje wartości [...] pH [...].<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza);<br>5.9) [...] bada odczyn roztworu. | 58 |
| 11.  | III. Opanowanie czynności praktycznych.                                   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.9) podaje przykłady wskaźników pH [...] i omawia ich zastosowanie [...].  | 91 |
| 12.  | III. Opanowanie czynności praktycznych.                                   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę [...] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza);<br>5.9) [...] bada odczyn roztworu;<br>5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie [...] jonowej ([...] skróconej).   | 14 |

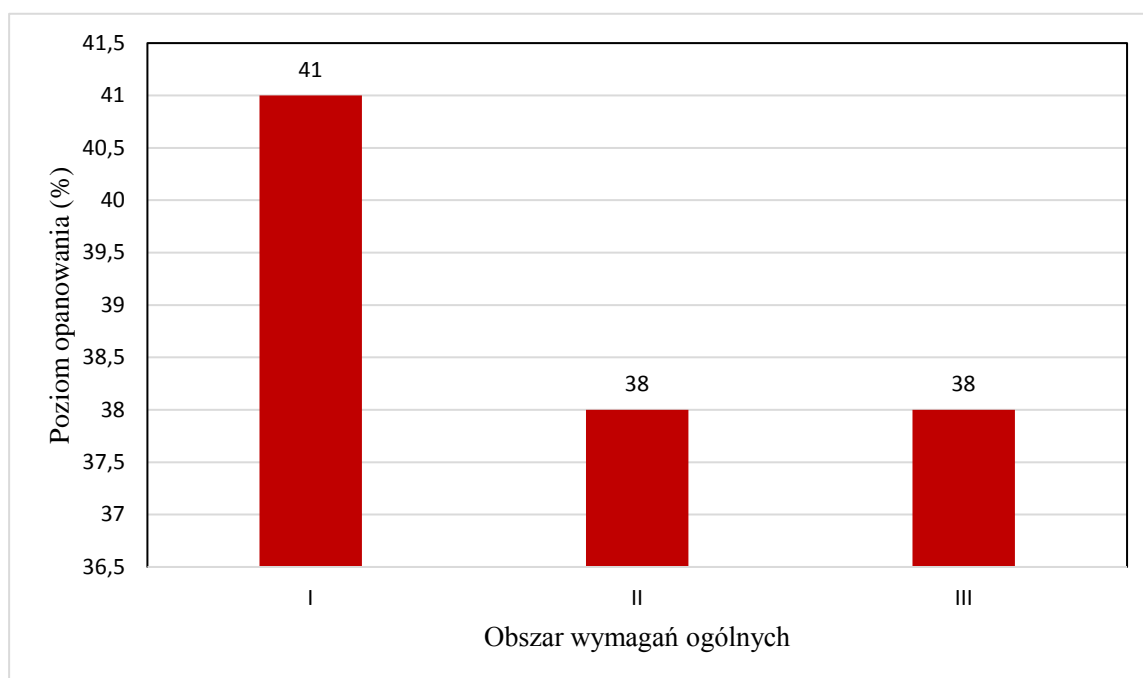
|       |   |   |    |
|-------|---|---|----|
| 13.   | III. Opanowanie czynności praktycznych.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.9) [...] bada odczyn roztworu;<br>5.10) pisze równania reakcji: [...] hydrolizy soli w formie [...] jonowej ([...] skróconej).<br>III etap edukacyjny<br>6. Kwasy i zasady. Zdający:<br>6.6) [...] zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej zasad i kwasów [...].<br>7. Sole. Zdający:<br>7.3) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej [...] soli. | 24 |
| 14.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający:<br>1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...], objętości gazów w warunkach normalnych.<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji.  | 11 |
| 15.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna.<br>1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem [...] mola [...].<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej.   | 31 |
| 16.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń:<br>4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.   | 41 |
| 17.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń:<br>4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego.   | 17 |
| 18.1. | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.  | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>7. Metale. Zdający:<br>7.5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali;<br>7.6) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].   | 50 |
| 18.2. | III. Opanowanie czynności praktycznych.   |   | 18 |
| 19.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.<br>Zdający:<br>5.2) wykonuje obliczenia związane [...] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe [...].   | 42 |



|     |   |  |    |
|-----|---|--|----|
| 20. | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.                                  | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający:<br>5.10) pisze równania reakcji: [...] wytrącania osadów w formie [...] jonowej ([...] skróconej).<br>8. Niemetale. Zdający:<br>8.10) [...] planuje [...] doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny [...].  | 56 |
| 21. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający:<br>6.5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej).   | 49 |
| 22. | III. Opanowanie czynności praktycznych.                                   | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający:<br>5.11) projektuje [...] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami [...] wodorotlenki [...].   | 52 |
| 23. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Zdający:<br>1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów [...].   | 27 |
| 24. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.3) ustala rzędowość atomów węgla w cząsteczce [...];<br>9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria;<br>9.8) [...] przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne);<br>9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji [...] addycji [...].   | 41 |
| 25. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>3. Wiązania chemiczne. Zdający:<br>3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji ( $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$ ) [...].<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...];<br>9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączanie (addycja): $H_2$ [...].   | 43 |
| 26. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...].  | 60 |
| 27. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.8) opisuje właściwości chemiczne alkenów [...];<br>przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne) [...];<br>9.10) opisuje właściwości chemiczne alkinów [...] przyłączenie: [...] $H_2O$ , [...]; pisze odpowiednie równania reakcji.<br>11. Związki karbonyłowe – aldehydy i ketony. Zdający:<br>11.6) porównuje metody otrzymywania [...] aldehydów i ketonów. | 24 |

|       |   |  |    |
|-------|---|--|----|
| 28.1. | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.  | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.8) opisuje właściwości chemiczne alkanów [...] (pisze odpowiednie równania reakcji).  | 70 |
| 28.2. |   |  | 37 |
| 29.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.  | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>3. Wiązania chemiczne. Zdający:<br>3.7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.   | 51 |
| 30.1. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów [...];<br>9.15) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych [...].   | 51 |
| 30.2. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji [...].  | 31 |
| 30.3. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.9) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów);<br>ilustruje je równaniami reakcji.   | 41 |
| 31.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria.  | 52 |
| 32.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Zdający:<br>10.1) zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych;<br>10.5) opisuje działanie: CuO [...] na alkohole pierwszo-, drugorzędowe.  | 32 |
| 33.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>3. Wiązania chemiczne. Zdający:<br>3.6) określa typ wiązania ( $\sigma$ i $\pi$ ) w prostych cząsteczkach.<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć: [...] izomeria;<br>9.5) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów [...].   | 49 |
| 34.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>3. Wiązania chemiczne. Zdający:<br>3.5) rozpoznaje typ hybrydyzacji ( $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$ ) w prostych cząsteczkach związków [...] organicznych.<br>6. Reakcje utleniania i redukcji. Zdający:<br>6.1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;<br>6.2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w [...] cząsteczce związku [...] organicznego. | 29 |
| 35.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.  | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>16. Cukry. Zdający:<br>16.3) zapisuje wzory łańcuchowe: [...] glukozy [...]; rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy [...];<br>16.6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce [...].  | 35 |

|       |   |  |    |
|-------|---|--|----|
| 36.   | III. Opanowanie czynności praktycznych.   | IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony<br>10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów. Zdający:<br>10.8) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia [...] formułuje wniosek o sposobie odróżnienia fenolu od alkoholu.<br>16. Cukry. Zdający:<br>16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;<br>16.8) projektuje [...] doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste.  | 25 |
| 37.   | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>9. Węglowodory. Zdający:<br>9.4) [...] wykazuje się rozumieniem pojęć [...] izomeria.<br>9.5) rysuje wzory [...] izomerów optycznych [...].   | 28 |
| 38.1. | II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.<br>III. Opanowanie czynności praktycznych.  | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Zdający:<br>11.1) wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej).<br>16. Cukry. Zdający:<br>16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;<br>16.5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje [...] doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;<br>16.10) planuje [...] doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych. | 47 |
| 38.2. |   | 15. Białka. Zdający:<br>15.3) wyjaśnia przyczynę denaturacji białek [...]; projektuje [...] doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji [...] na strukturę cząsteczek białek;<br>15.4) planuje [...] doświadczenie pozwalające na identyfikację białek.   | 66 |
| 39.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.<br>III Opanowanie czynności praktycznych. | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>16. Cukry. Zdający:<br>16.4) projektuje [...] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;<br>16.5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje [...] doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów.   | 25 |
| 40.   | I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.<br>II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.   | IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony<br>4. Kinetyka i statyka chemiczna. Zdający:<br>4.5) przewiduje wpływ: stężenia [...] na szybkość reakcji [...].<br>5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Zdający:<br>5.2) wykonuje obliczenia związane z [...] zastosowaniem pojęć stężenie [...] molowe.  | 16 |



Wykres 2. Poziom wykonania zadań w obszarach wymagań ogólnych

## Komentarz

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

### 1. Analiza jakościowa zadań

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

Najwyższy poziom wykonania, równy 91%, uzyskało zadanie 11., w którym należało wybrać wskaźnik pH odpowiedni do zidentyfikowania punktu równoważnikowego w miareczkowaniu roztworu słabego kwasu roztworem mocnej zasady. Kryterium wyboru jednego z czterech wskaźników o podanym zakresie pH zmiany barwy była wartość pH roztworu w punkcie równoważnikowym. 91% zdających poprawnie zastosowało to kryterium i wybrało właściwy wskaźnik.

Kolejnym pod względem łatwości zadaniem było zadanie 28.1. (poziom wykonania – 70%), w którym należało napisać dwa równania: reakcji otrzymywania etylolitu i reakcji metylolitu z wodą. Aby poprawnie wykonać to zadanie, zdający musieli wykorzystać informację wprowadzającą, w której opisano sposób otrzymywania związków litoorganicznych oraz ich wybrane właściwości, m.in. przebieg reakcji z wodą. Zagadnienia te nie wchodzą w zakres treści podstawy programowej, co oznacza, że napisanie obu równań reakcji wymagało wnikliwej analizy ogólnych informacji i zastosowania ich do konkretnych związków.

Łatwym zadaniem w tegorocznym arkuszu było także zadanie 1.1., które wymagało zidentyfikowania dwóch pierwiastków z czwartego okresu (metalu i niemetalu) na podstawie wybranych informacji o położeniu tych pierwiastków w układzie okresowym oraz opisu niektórych ich właściwości, a także charakterystyki konfiguracji elektronowej ich atomów. 68% zdających poprawnie wskazało oba pierwiastki oraz określiło numer grupy układu okresowego i symbol bloku konfiguracyjnego, do których te pierwiastki należą. Błędy popełnione w tym zadaniu częściej były związane z identyfikacją metalu – niektórzy zdający nie zauważyli, że może on być tylko metalem bloku *d*, i zamiast miedzi wskazywali potas.

Wysoki poziom wykonania – osiągnęły jeszcze dwa zadania: 1.3. (poziom wykonania – 62%) i 38.2. (poziom wykonania – 66%). Zadanie 1.3. było trzecim poleceniem związanym z opisaną powyżej identyfikacją dwóch pierwiastków i dotyczyło budowy cząsteczki niemetalu: wymagało określenia liczby wiązań  $\sigma$  i  $\pi$  oraz liczby wolnych par elektronowych w tej cząsteczce. Większość zdających wykonała to zadanie poprawnie, a najczęstszym błędem było niepoprawne określenie liczby wolnych par elektronowych jako 3 zamiast 6. W zadaniu 38.2. należało podać nazwę procesu, któremu – w opisanym doświadczeniu – ulega białko (albumina) po dodaniu etanolu do jego roztworu. Większość zdających poprawnie wskazywała na denaturację lub ścinanie białka. Tylko nieliczni nie zauważyli, że opisany proces jest nieodwracalny, i błędnie podawali nazwę *koagulacja* albo *wysalanie* białka.

Najtrudniejszym zadaniem w tegorocznym arkuszu okazało się zadanie 14., którego poziom wykonania wyniósł 11%. Było ono zadaniem obliczeniowym: wymagało obliczenia stężeniowej stałej równowagi reakcji przebiegającej w fazie gazowej w temperaturze *T*. W informacji wprowadzającej podane było równanie tej reakcji, w którym zamiast wzorów konkretnych reagentów użyto ogólnych symboli A, B i C. Zaznaczono, że gazy A i B (substraty reakcji w momencie początkowym) zmieszano w stosunku molowym  $n_A : n_B = 1 : 4$  oraz że mieszanina tych gazów w warunkach normalnych zajmowała objętość  $1 \text{ dm}^3$ . Ponadto dana była wartość stałej pojemności reaktora ( $1 \text{ dm}^3$ ) oraz wartość równowagowego stężenia molowego produktu C. W próbach rozwiązania tego zadania najczęstszym błędem było

założenie co do początkowych stężeń substratów:  $c_A^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i  $c_B^0 = 4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Zdający nie odróżnili informacji o względnej początkowej liczbie moli substratów od informacji o ich bezwzględnej ilości, z której w stanie równowagi – w temperaturze  $T$  – otrzymano produkt C w podanym stężeniu (Przykład 1.).

Przykład 1.

Obliczenia:

zakładam  $n_A = 1 \text{ mol}$ ,  $n_B = 4 \text{ mol}$

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

$[B] = \frac{4}{1} = 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

przed porównaniem  
dzielimy

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

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

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

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

Przykład 2.

Obliczenia:

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

| $[\text{mol/dm}^3]$ | $c_m$                 | $c_p$                 | $c_r$ |
|---------------------|-----------------------|-----------------------|-------|
|                     | $\frac{1}{5} = 0,2$   | $\frac{4}{5} = 0,8$   | —     |
|                     | $0,2 - 0,002 = 0,198$ | $0,8 - 0,004 = 0,796$ | 0,004 |

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

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

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

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

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

## Przykład 3.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

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

## Przykład 4.

Obliczenia:

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

$$1 \text{ mol} - 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x \text{ moli} - 1 \text{ dm}^3$$

$$x = 0,0446 \text{ mola}$$

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

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

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

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

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

$$K = 3,08$$

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

Przykład 5.

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

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

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

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

| $C_p$   | $C_{prze}$ | $C_{rón}$ |
|---------|------------|-----------|
| A 0,009 | 0,002      | 0,007     |
| B 0,036 | 0,004      | 0,032     |
| C       |            | 0,004     |

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

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

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

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



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

Przykład 6.

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

Uzasadnienie:

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

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

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

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

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

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

Zdarzały się też takie odpowiedzi, w których zdający tłumaczyli zasadowy odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym nadmiarem użytej zasady, np. *po użyciu nadmiaru zasady sodowej roztwór przybiera zasadowy odczyn*, mimo że w opisie miareczkowania punkt równoważnikowy został zdefiniowany jako moment, w którym do miareczkowanego roztworu kwasu dodano taką objętość roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli  $\text{NaOH}$  równa liczbie moli  $\text{CH}_3\text{COOH}$  w roztworze wziętym do analizy.

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

Przykład 7.

Uzasadnienie:

... $\text{pH}$  w punkcie równoważnikowym wynosi 9, bo jeśli  $\text{pH} > 7$ , to odczyn roztworu jest zasadowy.  $\text{NaOH}$  jest mocniejszym elektrolitem niż  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , dlatego do zobojętnienia  $\text{CH}_3\text{COOH}$  potrzebał mniejszej liczby  $\text{NaOH}$ , niż jest w roztworze moli  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Z tego powodu przy dodaniu takiej samej liczby moli odczyn jest zasadowy.

Przykład 8.

Uzasadnienie: Aby zobojźnić, całkowicie słaby kwas  $\text{CH}_3\text{COOH}$  trzeba użyć znacznie więcej objętości mocnej zasady niż przy zobojźnianiu mocnego kwasu. Zasada  $\text{NaOH}$  zwycięży takiej samej objętości mocnej zasady, sprawi że  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} = 1:1$ . To oznacza, że punkt równoważnikowy nie będzie wynosił 7, ale będzie miał wartość wyższą, czyli będzie odczyn zasadowy.

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

Przykład 9.

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

Obliczenia:

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

$1 \text{ mol NaHSO}_4 - 120 \text{ g}$   
 $n_{\text{NaHSO}_4} - 0,6 \text{ g}$   
 $n_{\text{NaHSO}_4} = 0,005 \text{ moli}$   
 $C_0 = \frac{0,005 \text{ moli}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\alpha = \frac{C_{\text{zdys.}}}{C_0}$   
 $C_{\text{zdys.}} = \alpha \cdot C_0$   
 $C_{\text{zdys.}} = 0,4472 \cdot 0,05$   
 $C_{\text{zdys.}} = 0,02236 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$   
 $C_{\text{zdys.}} = [\text{H}^+]$

$K = \alpha^2 \cdot C_0$   
 $\alpha^2 = \frac{K}{C_0}$   
 $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_0}}$   
 $\alpha = \sqrt{\frac{0,01}{0,05}} = \sqrt{0,2} = 0,4472$

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$   
 $\text{pH} = -\log[0,22 \cdot 10^{-4}]$   
 $\text{pH} = 1,658$

## Przykład 10.

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

$$K = 1 \cdot 10^{-2} = \frac{0,6}{0,1} = 0,005 \text{ mol}$$

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

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

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

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

$$0,0005 = x^2$$

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

$$\text{pH} = -\log 0,02 = 1,698$$

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

## Przykład 11.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Przykład 12.

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

$$n = \frac{0,6g}{120g/mol} = 0,005 \text{ mola} \quad c_m = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ dm}^3} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

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

$$1 \cdot 10^{-2} = \frac{d^2 \cdot (0,05)}{1-d} \quad (0,01)(1-d) = 0,05d^2$$

$$d = \frac{c_x}{c_0} \quad c_0 = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad -0,01d + 0,01 - 0,05d^2 = 0$$

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

$$c_x = d \cdot c_0 = 0,34 \cdot 0,05 = \sqrt{0,1} = 0,044$$

$$= 0,017$$

$$pH = -\log[H^+] = 1,77 \quad d_1/d_2 = \frac{0,01 \pm 0,044}{-0,1} \begin{matrix} \nearrow -0,54 \text{ miewa} \\ \searrow 0,34 \end{matrix}$$

Odp: pH wynosi 1,77

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

Przykład 13.

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

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

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

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

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

$$\Delta = 0,01^2 + 20 \cdot 10^{-4} = 21 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \sqrt{\Delta} = 4,58 \cdot 10^{-2}$$

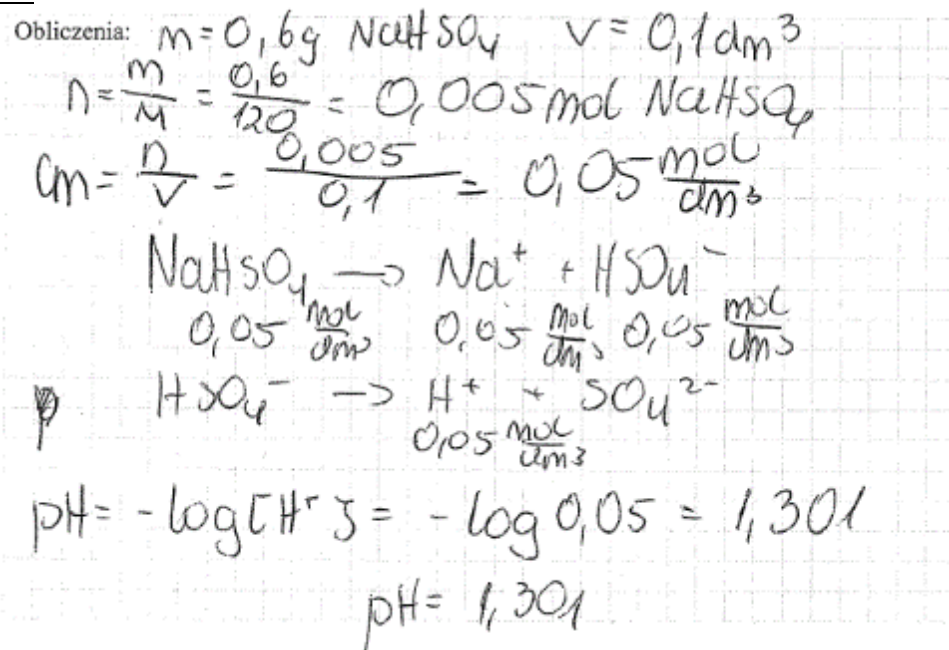
$$d_1 = \frac{-0,01 - 4,58 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 0,05} < 0 \quad d_2 = \frac{-0,01 + 4,58 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 0,05} = 3,58$$

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

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

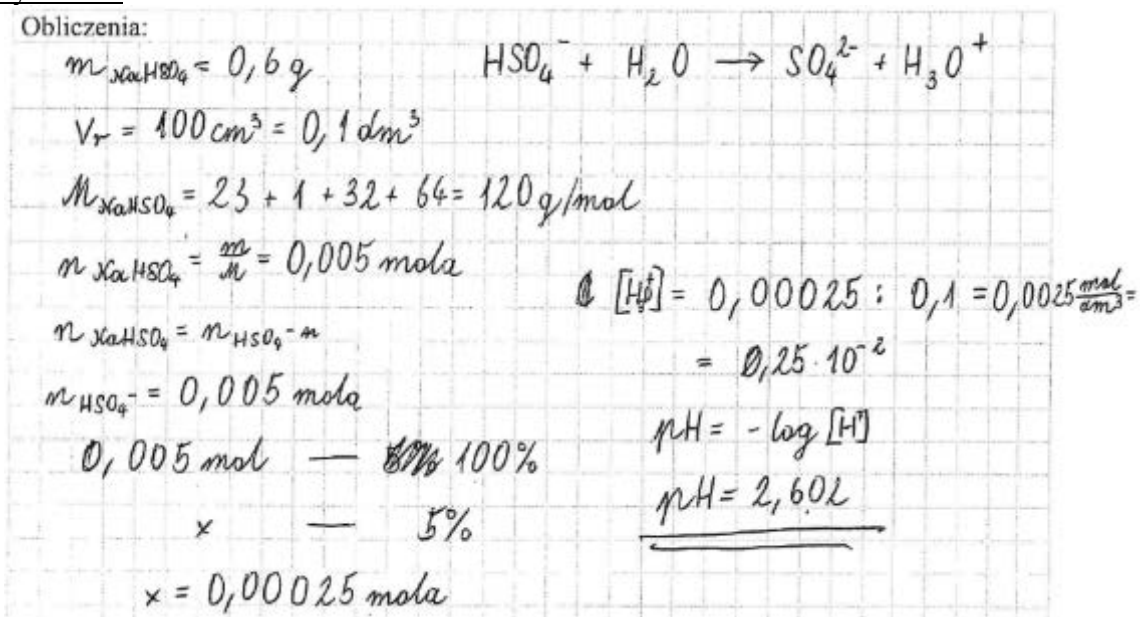
Ponadto niektórzy zdający założyli, że stężenie kationów wodorowych jest równe analitycznemu stężeniu soli, a więc – reakcja powstania tych kationów przebiega z wydajnością 100%, mimo że dysponowali informacją, że stała równowagi tej reakcji ma wartość  $K = 1,0 \cdot 10^{-2}$  (Przykład 14.),

Przykład 14.



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

Przykład 15.



Kolejne dwa zadania – 6. i 40. – osiągnęły bardzo niski poziom wykonania równy 20% i 16%. Zadanie 6. było zadaniem obliczeniowym. Należało w nim obliczyć, jaki procent masy mieszaniny CO i CO<sub>2</sub> (w danej temperaturze równej 873 K) stanowi zawarty w obu tlenkach tlen. Skład mieszaniny tlenków należało odczytać z zamieszczonego w informacji wprowadzającej wykresu ilustrującego objętościową zawartość procentową CO i CO<sub>2</sub> w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa). W treści zadania znalazła się także sugestia o możliwości przyjęcia założenia, że łączna liczba moli obu gazów jest równa 1, i podana była wartość objętości molowej gazu w warunkach pomiaru (innych niż normalne). Rozwiązanie zadania sprawiło trudności już na etapie analizy problemu. Część zdających obliczyła zawartość

procentową (w procentach masowych) tlenu osobno w obu tlenkach. Nie zauważyli oni, że zawartość procentowa pierwiastków w związku chemicznym zależy tylko od jego składu elementarnego, a nie zależy od warunków, w jakich ten związek się znajduje (Przykład 16.).

Przykład 16.

Obliczenia:  $\begin{matrix} \text{zawartość } CO_2 \text{ w \% obj.} = 80\% \text{ obj.} \\ \text{zawartość } CO \text{ w \% obj.} = 20\% \text{ obj.} \end{matrix}$   $\begin{matrix} 1 \text{ mol gazu} \\ \text{to } 24,46 \text{ dm}^3 \end{matrix}$

$$n_{CO_2} + n_{CO} = 1 \text{ mol}$$

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

$$V_{CO_2} = 57,28 \text{ dm}^3 \quad V_{CO} = 14,32 \text{ dm}^3$$

$$n_{CO_2} = \frac{1013 \cdot 57,28}{83,1 \cdot 273} = 0,8 \text{ mola}$$

$$n_{CO} = \frac{1013 \cdot 14,32}{83,1 \cdot 273} = 0,2 \text{ mola}$$

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

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

$$m_{O_2} \text{ w } CO_2 = 2 \cdot 0,8 \text{ mola} = 1,6 \text{ mola}$$

$$m_{O_2} \text{ w } CO = 0,2 \text{ mola}$$

$$m_{O_2} = 1,6 \text{ mola} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mola}} = 25,6 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = 0,2 \text{ mola} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mola}} = 3,2 \text{ g}$$

$$\% O_2 \text{ masowy w } CO_2 \approx 73\%$$

$$\% O_2 \text{ masowy w } CO = 57,14\%$$

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

Przykład 17.

Obliczenia: mam 80%  $CO_2$  i 20%  $CO$

tlenu w  $CO_2$  stanowi  $\frac{32}{44} \approx 73\% \text{ masy}$

$$m_{CO_2} = 44u$$

tlenu w  $CO$  stanowi = 57% masy

$$m_{CO} = 28u$$

$$0,8 \cdot 0,73 + 0,2 \cdot 0,57 = 0,584 + 0,114 = 0,698 \approx 70\%$$

tlenu stanowi  $\approx 70\% \text{ masy gazu (mieszanki } CO \text{ i } CO_2)$  przez stężenie w równowadze w  $t = 873K$

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

## Przykład 18.

Obliczenia:  $M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$      $M_{CO} = 28 \text{ g/mol}$

$\% CO_2 = 80\%$   
 $\% CO = 20\%$      $\% O \text{ w } CO_2 \text{ to } 42,4\%$     a  $\% O \text{ w } CO \text{ to } 57\%$

$V_C = 71,6 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

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

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

$\% O_2 \text{ w } CO_2 = 0,424 = 42,4\%$

$\% = 41,64\%$

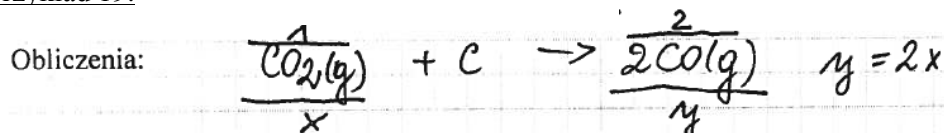
$\% O_2 \text{ w } CO: 14,32 \cdot 0,57$

$\% = 8,16\%$

Zawartość tlenu w  $CO_2$  wynosi  $41,64\%$ , a w  $CO$  ok.  $8,16\%$

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

## Przykład 19.



$x + 2x = 1 \text{ mol gazu}$   
 $3x = 1$

$x = 0,33 \text{ mol } CO_2$   
 $y = 0,67 \text{ mol } CO$

$m_{CO_2} = 0,33 \cdot 44 = 14,52 \text{ g}$

$m_{CO} = 0,67 \cdot 28 = 18,76 \text{ g}$

$m_O = 10,56 \text{ g} + 10,72 \text{ g} = 21,28 \text{ g}$      $\% O = \frac{21,28 \text{ g}}{14,52 + 18,76} \cdot 100\% = 63,94\%$

O w  $CO_2$ :

$44 \text{ g } CO_2 - 32 \text{ g } O$   
 $14,52 \text{ g} - 2$      $2 = \frac{32 \cdot 14,52}{44} = 10,56 \text{ g}$

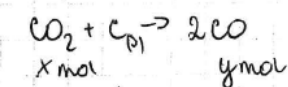
O w  $CO$ :

$28 \text{ g } CO - 16 \text{ g } O$   
 $18,76 \text{ g} - 2$      $1 = \frac{16 \cdot 18,76}{28} = 10,72 \text{ g}$

Przykład 20.

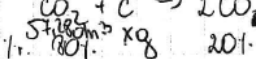
Obliczenia:

$$1 \text{ mol gazu} - 71,6 \text{ dm}^3$$



$$x \text{ mol} \quad y \text{ mol}$$

$$x + y = 1 \text{ mol}$$



$$x \text{ mol} \quad y \text{ mol}$$

$$71,6 \text{ dm}^3 \cdot 80\% = 57,28 \text{ dm}^3 (\text{CO}_2)$$

$$71,6 \text{ dm}^3 \cdot 20\% = 14,32 \text{ dm}^3 (\text{CO})$$

$$1 \text{ mol CO}_2 - 22,4 \text{ dm}^3 - 44 \text{ g}$$

$$57,28 \text{ dm}^3 - x \text{ g}$$

$$x = 112,15 \text{ g}$$

$$\text{nr } 44 \text{ g CO}_2 - 32 \text{ g O}_2$$

$$112,15 \text{ g} - x$$

$$x = 81,8 \text{ g}$$

$$\text{nr } 28 \text{ g CO} - 16 \text{ g O}_2$$

$$14,32 \text{ dm}^3 - x \text{ g}$$

$$x = 17,19 \text{ g}$$

$$\text{nr } 28 \text{ g CO} - 16 \text{ g O}_2$$

$$17,19 \text{ g} - x$$

$$x = 10,2 \text{ g}$$

$$81,8 + 10,2 = 92 \text{ (g O}_2)$$

$$m \text{ mieszaniny} =$$

$$112,15 \text{ g} + 81,8 \text{ g} +$$

$$30,7 \text{ g} = 225 \text{ g}$$

$$\% \text{ O}_2 = \frac{92 \text{ g}}{225 \text{ g}} \cdot 100\%$$

$$= 40,9\%$$

$$\underline{\underline{40,9\%}}$$

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

Przykład 21.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Warto także zaznaczyć, że niektórzy maturzyści – aby obliczyć liczbę moli CO i CO<sub>2</sub> – zgodnie z sugestią zawartą w treści zadania przyjmowali, że łączna liczba moli obu gazów jest równa 1, poprawnie wyrażali objętość tej mieszaniny jako objętość molową gazu w warunkach zadania, następnie obliczali objętość każdego z gazów, wykorzystując dane odczytane z wykresu, po czym – stosując równanie Clapeyrona – obliczali liczbę moli każdego gazu. Nie uwzględnili oni prawa Avogadra, z którego wynika, że stosunki objętościowe gazów są równe ich stosunkom molowym, i chociaż obliczenia te nie były błędne, były zbędne (Przykład 22.).



Przykład 22.

Obliczenia:  $T = 873 \text{ K}$   $p = 1013 \text{ hPa}$   $1 \text{ mol gazu} = 24,46 \text{ dm}^3$

$\% \text{CO}_2 = 80\%$   $\% \text{CO} = 20\%$   $n = \frac{pV}{RT}$   $V_{\text{CO}_2} = 57,28 \text{ dm}^3$   $V_{\text{CO}} = 14,32 \text{ dm}^3$

$n_{\text{CO}_2} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 57,28 \text{ dm}^3}{83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 873 \text{ K}} \approx 0,8 \text{ mola}$   $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$

$n_{\text{CO}} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 14,32 \text{ dm}^3}{83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 873 \text{ K}} = 0,2 \text{ mola}$   $M_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$

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

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

Ostatnie dwa najtrudniejsze zadania uzyskały poziom wykonania 17% i 18%. Są to zadania 17. i 18.2. Zadanie 17. było drugim (i ostatnim) poleceniem z wiązki na temat roztworów buforowych. W informacji wprowadzającej znalazło się wyjaśnienie, czym te roztwory są i była opisana zasada ich działania. W zadaniu 17. przedstawiono sposób sporządzania buforu fosforanowego, a należało w nim napisać – w formie jonowej skróconej – dwa równania reakcji ilustrujące działanie tego buforu (zdający uzupełniali schematy obu reakcji). Najczęstszym błędem było napisanie równań takich reakcji, w których substratem zarówno reakcji z jonami  $\text{H}_3\text{O}^+$ , jak i z jonami  $\text{OH}^-$ , był ten sam rodzaj anionów wodorofosforanowych(V). Przykłady takich odpowiedzi zamieszczone są w drugiej części niniejszego opracowania. Te błędne odpowiedzi wskazują na to, że wielu zdających nie zrozumiało informacji wprowadzającej a także polecenia, i nie zauważyło, że anion monowodorofosforanowy(V) oraz diwodorofosforanowy(V) stanowią sprzężoną parę kwas–zasada Brønsteda.

Zadanie 18.2. wymagało wyboru dwóch kationów: najsilniejszego i najsłabszego utleniacza, spośród jonów metali, których samorzutnie zachodzące reakcje typu: metal + kationy innego metalu były przedstawione w informacji wprowadzającej. W odpowiedzi do tego zadania zdający najczęściej błędnie wpisywali symbole metali zamiast wzorów kationów (Przykład 23.).

Przykład 23.

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

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

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

Przykład 24.

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

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

Poziom wykonania zadania 18.1 wyniósł 50%, a więc był dużo wyższy od poziomu wykonania zadania 18.2. Można zatem przypuszczać, że przyczyną niepowodzenia aż 82% zdających w rozwiązaniu zadania 18.2. było niezrozumienie różnicy między atomem i jonem, a także związku między aktywnością metalu a jego właściwościami redoks i właściwościami redoks jego kationów.

## 2. Problem „pod lupą”

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

Około 10% tegorocznych absolwentów, którzy przystąpili do egzaminu maturalnego z chemii, uzyskało wynik w granicach 77%–100%, czyli od 46 do 60 punktów. Dla tej grupy zdających żadne zadanie z arkusza nie było trudne, ani bardzo trudne – wszystkie zadania osiągnęły poziom wykonania powyżej 50%. Bardzo łatwych (poziom wykonania 90%–99%) okazało się 27 – a więc ponad połowa – zadań. Trzy spośród nich (1.3., 11. i 26.) uzyskały poziom wykonania równy 99%. Kolejnych 15 zadań okazało się łatwych, osiągając poziom wykonania w granicach 70%–89%.

Tylko 8 zadań osiągnęło poziom wykonania od 51% do 69%, co kwalifikuje je do zadań umiarkowanie trudnych.

Dla opisywanej grupy zdających najtrudniejsze okazało się zadanie 13. Jego poziom wykonania wyniósł 51%. Oznacza to, że prawie połowa maturzystów, którzy osiągnęli najwyższe wyniki egzaminu, nie umiała poprawnie wskazać jonu o największym stężeniu w roztworze otrzymanym po dodaniu nadmiaru roztworu wodorotlenku sodu do miareczkowanego roztworu kwasu octowego. Jonem tym był kation sodowy  $\text{Na}^+$ . Najczęstszą błędą odpowiedzią było wskazanie anionów wodorotlenkowych  $\text{OH}^-$ , chociaż zdarzało się też – znacznie rzadziej – błędne wskazanie anionów octanowych  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Zdający nie zauważyli, że w opisanym roztworze tylko kationy sodowe nie ulegają żadnym dalszym przemianom – nie reagują z cząsteczkami wody, ponieważ są trwałe w środowisku wodnym, co oznacza, że po dodaniu nadmiaru roztworu  $\text{NaOH}$  ich stężenie w badanym roztworze będzie największe.

Kolejne zadania o względnie niskim – równym 53% – poziomie wykonania, to zadania 14. i 40. Błędy popełniane w ich rozwiązaniach zostały szczegółowo omówione w poprzedniej części niniejszego opracowania. Poniżej przedstawiono przykłady rozwiązań zadania 14. ilustrujące błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali wysoki wynik egzaminu. W przykładzie 25. przyczyną błędnego określenia stężenia początkowego substratów A i B było przyjęcie założenia, że łączna liczba moli tych substratów jest równa 1 (takie założenie można było przyjąć we wcześniejszym zadaniu 6.; w zadaniu 14. objętość gazowych substratów A i B była równa  $1 \text{ dm}^3$  w warunkach normalnych – w momencie ich zmieszania).

#### Przykład 25.

| Obliczenia:        |        |        |        |
|--------------------|--------|--------|--------|
|                    | A      | 2B     | 2C     |
| $C_{\text{pocz}}$  | 0,2    | 0,8    | 0      |
| $C_{\text{mer}}$   | -0,002 | -0,004 | +0,004 |
| $C_{\text{końca}}$ | 0,198  | 0,796  | 0,004  |

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

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

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

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

## Przykład 26.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

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

$$\Delta = 0,0000224$$

$$\sqrt{\Delta} = 0,00015$$

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

## Przykład 27.

Obliczenia:

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

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

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

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

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

Odp: Stała wynosi 1,816

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

## Przykład 28.

Obliczenia:

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

|                 | A     | B     | C     |
|-----------------|-------|-------|-------|
| $n_0$           | 0,009 | 0,036 | 0     |
| $n_{\text{po}}$ | 0,002 | 0,004 |       |
| $n_{\text{po}}$ | 0,007 | 0,032 | 0,004 |

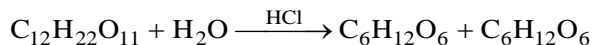
$$n_A + n_B = \frac{1 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 0,045 \text{ mola}$$

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

$$n_B = 0,036$$

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

W przypadku zadania 40. błędy popełnione przez zdających, którzy uzyskali najwyższe wyniki egzaminu, najczęściej związane były z błędną albo nieuważną interpretacją stechiometrii reakcji hydrolizy sacharozy. W informacji wprowadzającej do zadania podane było równanie tej reakcji w postaci:



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

Stosunkowo niski poziom wykonania – równy 62% – osiągnęli też zdający o wysokim wyniku egzaminu za odpowiedzi do zadania 12. Przy najczęściej poprawnie wskazanym odczynie opisanego roztworu (zasadowy) formułowali niekompletne uzasadnienia tej oceny – bez odwołania do procesu hydrolizy zachodzącego w roztworze, np. wyjaśniając tylko, co oznacza  $\text{pH} = 9$  lub zasadowy odczyn roztworu, np.:

- W punkcie równoważnikowym  $\text{pH}$  roztworu było równe 9, a więc w roztworze istniała przewaga jonów  $\text{OH}^-$  nad jonami  $\text{H}^+$ , co zdecydowało o  $\text{pH}$  roztworu równym 9, które jest charakterystyczne dla roztworów o odczynie zasadowym.
- W punkcie równoważnikowym  $\text{pH}$  roztworu równe jest 9, więc roztwór ma odczyn zasadowy, ponieważ sól etanian sodu ma odczyn zasadowy.
- ( $\text{pH} = 9$  – zasadowe) stężenie kwasu było niższe niż dodawanej zasady.

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

- Punkt równoważnikowy, to punkt, w którym liczba moli titranta jest równa liczbie moli analitu. W punkcie tym dominuje sól tych związków, a ta pochodzi od słabego kwasu i mocnej zasady, więc odczyn roztworu jest zasadowy.
- Reakcja zachodzi między mocną zasadą a słabym kwasem, zatem powoduje to, że taka sama liczba moli  $\text{CH}_3\text{COOH}$  i  $\text{NaOH}$  występuje, gdy roztwór jest zasadowy ( $\text{pH} = 9$ ).

- W doświadczeniu miareczkujemy słaby kwas mocną zasadą i powstaje sól słabego kwasu i mocnej zasady, która powoduje zasadowy odczyn roztworu.

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

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

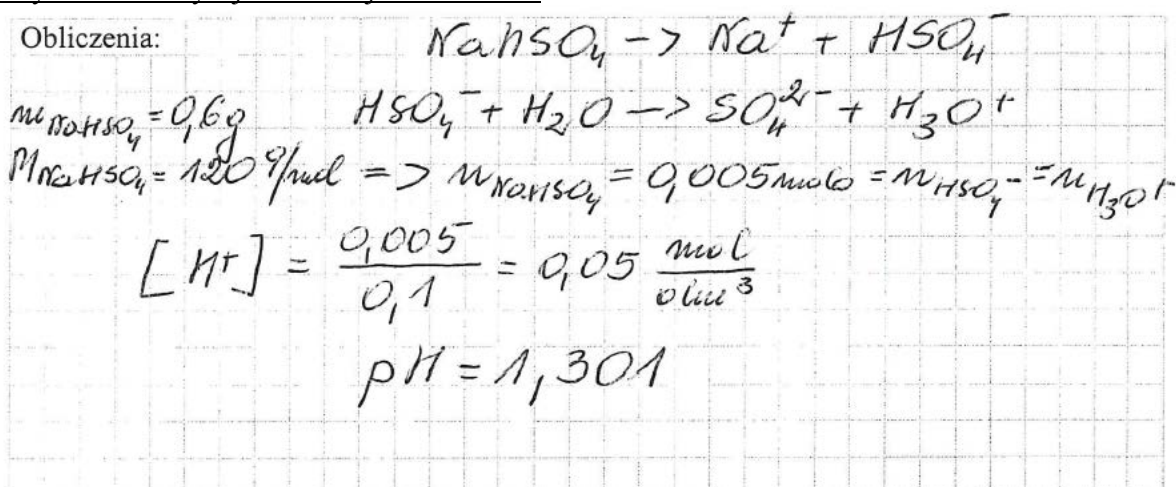
Również względnie niski poziom wykonania (64%) zdających o najwyższych wynikach egzaminu reprezentuje zadanie 15. Było to zadanie zamknięte typu prawda-falsz, w którym należało ocenić prawdziwość trzech informacji związanych z reakcją odwrotną przebiegającą w fazie gazowej. Najczęściej błędnie oceniano informację 1., stwierdzając, że jest fałszywa. Brzmiała ona następująco: „W stałej temperaturze  $T$  ciśnienie w reaktorze w stanie równowagi było niższe niż w chwili początkowej”. Informacja ta jest prawdziwa w odniesieniu do reakcji, której stan równowagi ustala się zgodnie z równaniem:  $\text{A (g)} + 2\text{B (g)} \rightleftharpoons 2\text{C (g)}$ , a reaktor ma stałą pojemność, ponieważ stosunek liczby moli gazowych substratów i liczby moli gazowych produktów tej reakcji jest równy 3 : 2. Błędna ocena prawdziwości tego zdania wskazuje, że zdający mieli problem z poprawną interpretacją stechiometrii reakcji przebiegającej w fazie gazowej albo nie dostrzegali związku między liczbą moli gazu a ciśnieniem panującym w reaktorze o stałej objętości i w stałej temperaturze.

W zadaniu 18.2. (poziom wykonania – 66%) zdający albo błędnie wybierali jony, np.:

Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Hf}^{4+}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Tl}^+$   
 Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Hf}^{4+}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Tc}^{4+}$   
 albo zapisywali symbole metali zamiast wzorów kationów:  
 Najsilniejszy utleniacz:  $\text{Tc}$       Najsłabszy utleniacz:  $\text{Hf}$   
 a więc popełniali takie błędy, jak ogół zdających.

Także zadanie 9.2. osiągnęło w opisywanej grupie zdających względnie niski poziom wykonania równy 68%. W próbach rozwiązania tego zadania pojawiały się błędy różnego typu, począwszy od założenia, że reakcja zachodzi z wydajnością równą 100% (przykład 29.), przez zastosowanie do obliczeń uproszczonego wyrażenia na stałą dysocjacji przy  $\alpha \approx 5\%$  (przykład 30.) lub błędne wyrażenie na stałą równowagi (przykład 31.), aż po liczne błędy rachunkowe (przykłady 32. i 33.)

Przykład 29. – wydajność reakcji równa 100%



## Przykład 30. – zastosowanie wzoru uproszczonego

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

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

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

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

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

$$x^2 = 0,0005$$

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

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

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

## Przykład 31. – błędne wyrażenie na stałą równowagi

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

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

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

$$\alpha > 5\%$$

$$\text{pH} = ?$$

$$M_{\text{NaHSO}_4} = \frac{0,6 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 0,005 \text{ mol}$$

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

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

$$K_c = \frac{c_0 - d^2}{1 - d} = 1,0 \cdot 10^{-2}$$

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

$$1 \cdot 10^{-2} - 0,01d = 0,005 - d^2$$

$$d^2 - 0,01d - 0,04 = 0$$

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

$$\sqrt{\Delta} = 0,04$$

$$x_1 = \frac{0,01 - 0,04}{2} \text{ - nie spełnia}$$

$$x_2 = \frac{0,01 + 0,04}{2} = 0,025 = d$$

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

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

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

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

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

$D: \alpha > 0$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Obliczenia:  $L \geq 5\%$

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

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

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

$120 \text{ g} = 1 \text{ mola}$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

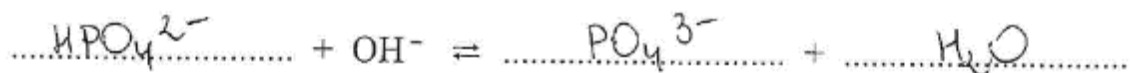
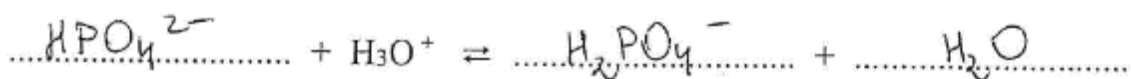
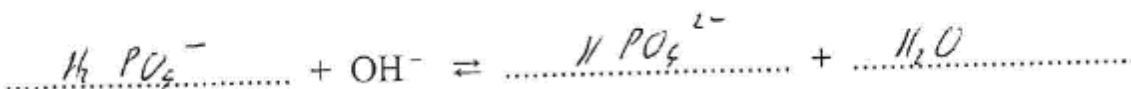
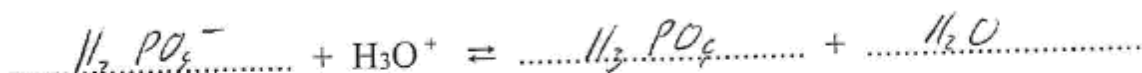
$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,02 + 0,2835}{2} = 0,2635$

$x_2$  - ujemne odrzucamy

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

Ostatnim zadaniem, w którym zdający o najwyższych wynikach egzaminu uzyskali poziom wykonania niższy od 70%, jest zadanie 17. (poziom wykonania równy 69%). Najczęstszym błędem było takie uzupełnienie równań, w którym substratem obu reakcji jest ten sam rodzaj jonów wodorofosforanowych(V). Zamiast opisać zasadę działania buforu, wykazywali oni, że jeden albo drugi rodzaj tych anionów może pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda, co ilustrują przykłady 34. i 35.



Przykład 34.Przykład 35.

Zadanie 17. było drugim zadaniem z wiązki zadań dotyczącej roztworów buforowych. Wiązka ta została tak skonstruowana, żeby – wraz z informacją wprowadzającą – prowadzić zdającego do zrozumienia zasady działania buforów pH, najpierw na prostszym przykładzie buforu octanowego, a następnie – na przykładzie trudniejszym – buforu fosforanowego. Uwagę zwraca fakt, że zadanie 16. okazało się dla zdających (z omawianej grupy) zadaniem łatwym, osiągając poziom wykonania równy 89%. Zadający ci umieli poprawnie ocenić prawdziwość trzech zawartych w nim informacji, w tym informację 3., która opisywała ogólnie sformułowaną zasadę działania buforu pH i brzmiała następująco: „Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brønsteda reaguje z jonami wodorowymi, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brønsteda reaguje z jonami wodorotlenkowymi.” Większość maturzystów z omawianej grupy umiała poprawnie ocenić tę informację jako prawdziwą, ale już znacznie mniejsza grupa umiała zastosować ją do buforu fosforanowego w zadaniu 17.

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

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

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

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

### 3. Wnioski i rekomendacje

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

Można stwierdzić, że liczna grupa zdających:

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

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

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

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

Dużą trudność sprawiło zdającym rozwiązywanie problemów obliczeniowych. W rozwiązaniach zadań rachunkowych część maturzystów nie potrafiła przedstawić toku rozumowania, wyrazić zależności ilościowych w formie wyrażeń algebraicznych i uwzględnić stechiometrii równania reakcji. Trudnością okazała się analiza materiału przedstawionego w informacji wprowadzającej i treści zadania. W tegorocznym egzaminie uwagę zwraca także bardzo duża liczba błędów arytmetycznych.

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