

Elżbieta Korzeniak

Zdolni młodzi chemicy z Pomorza



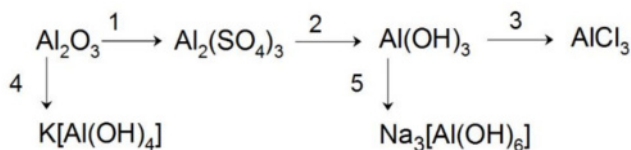
Tegoroczny konkurs z chemii Pomorska Liga Zadaniowa *Zdolni z Pomorza* już się zakończył, poznaliśmy listę finalistów i laureatów. Analogicznie jak w poprzednich latach, po etapie szkolnym, pełniącym rolę kwalifikacji, uczniowie przystąpili do kolejnych etapów: powiatowego i wojewódzkiego.

Na etapie powiatowym uczniowie mogli uzyskać maksymalnie 50 punktów za rozwiązanie pięciu zadań konkursowych, z których każde miało przydzieloną pulę 10 punktów. Cztery spośród zadań polegały na wykonaniu poleceń i rozwiązaniu postawionych problemów. Ostatnie, piąte zadanie polegało na samodzielnym zaplanowaniu i wykonaniu doświadczeń przez ucznia.

Etap powiatowy konkursu dla szkół podstawowych

Zobaczmy zatem, z jakimi zadaniami przyszło się zmierzyć uczniom szkół podstawowych na etapie powiatowym konkursu chemicznego.

Zadanie 1. dotyczyło związków glinu, z podkreśleniem amfoterycznego charakteru jego związków. Poniżej przedstawiono chemograf z zadania 1:



Uczniowie nie mieli problemów z zapisaniem równania w postaci cząsteczkowej, natomiast najczęstszymi błędami w zapisie jonowym były brak ładunku jonu kompleksowego i pisanie rozpadu jonu tetrahydroksoglinianowego na kation glinu i aniony wodorotlenkowe.

Kolejne dwa podpunkty wymagały rozwiązania zadań rachunkowych.

1C: Ile gramów wodorotlenku glinu można otrzymać, jeżeli do reakcji roztworu wodorotlenku potasu użyto roztwór zawierający 5g siarczanu(VI) glinu. Reakcja zaszła z wydajnością 75%.

1D: Ile atomów glinu znajduje się w 10g tlenku glinu?

Zadania obliczeniowe stanowiły dla uczniów najtrudniejszą część zadania 1. Niepokojącym i często powtarzającym się błędem jest niezrozumienie pojęcia masy molowej. Pojawiały się zapisy postaci „masa molowa $6\text{KOH} = 336 \text{ g/mol}$ ” lub „masa molowa $\text{Al}_2 = 54 \text{ g/mol}$ ” wskazujące na błędne pojmowanie pojęcia atomu i budowy materii. Zwracał uwagę także brak refleksji u zdających w przypadku otrzymania wyniku „0,37 atomu glinu” w podpunkcie 1D. Ze względu na powszechność zadań obliczeniowych ze stechiometrii, warto zwrócić uwagę uczniów na poprawną formę zapisu tych wartości oraz interpretację pojęć związanych z budową materii podczas omawiania zagadnień stechiometrycznych na lekcjach chemii.

Drugim, znacznie rzadziej występującym rodzajem błędów były błędy wynikające z nieuwagi. Podanie wyniku ze złą jednostką lub formułowanie zbyt długiej odpowiedzi, w której pojawia się odniesienie do innego związku, np.: zamiast podać wynik liczbowy „1,71 g” pojawia się odpowiedź „Jeżeli reakcja zaszła z wydajnością 75%, a do reakcji użyto roztwór zawierający 5 g siarczanu(VI) glinu to otrzymamy 1,71g tlenku glinu.”, która niestety jest błędna, ponieważ pytanie dotyczyło wodorotlenku glinu, a nie tlenku.

Zadanie 2. zawierało podobny profil zagadnień, lecz były one bardziej złożone. Treść zadania koncentruje się wokół związków manganu, a więc pierwiastka przejściowego o bogatej chemii redoksowej.

2B: Ile dm^3 chloru w warunkach normalnych wydzieli się w tej reakcji, jeśli użyto 187g tlenku manganu(IV). Zakładamy, że reakcja przebiegła ze 100% wydajnością. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

2C: Ile gramów chlorku manganu(II) powstanie w reakcji 2,15 mola tlenku manganu(IV) z kwasem chlorowodorowym. Zakładamy, że reakcja przebiegła ze 100% wydajnością. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

W przypadku zadań rachunkowych 2B i 2C niewielka część uczniów zrezygnowała z prób rozwiązania; natomiast ci, którzy podjęli się rozwiązania zazwyczaj nie popełniali znaczących błędów. Przypadki, w których tracili punkty były z reguły związane z błędami rachunkowymi. W większości przypadków tych

błędów można było uniknąć, gdyby stosować wstępne szacowanie wartości, przykładowo błędu rachunkowego „ $2,15 \text{ mol} \times 126 \text{ g/mol} = 189 \text{ g}$ ” można było uniknąć, zauważając że poprawna wartość musi być większa od 200g, a nawet od 250g. W zadaniu 2B wynik obliczeń trzeba było podać z odpowiednią dokładnością, co nie sprawiało większych problemów. Częściej zdarzały się błędy w odpowiedzi polegające na użyciu sformułowania „powstanie $48,15 \text{ dm}^3$ chlorku.”

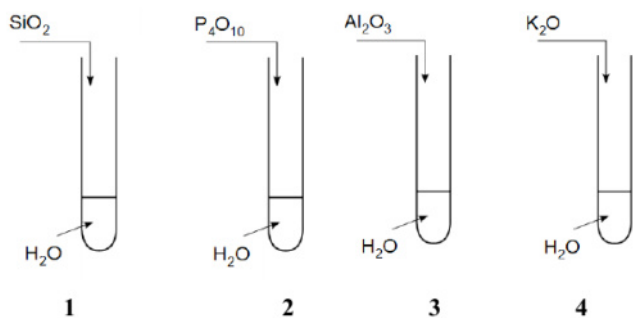
Zadania 2D i 2E wymagały posługiwania się pojęciami stężenia procentowego i molowego.

2D: Oblicz, ile cm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu 2 mol/dm^3 należy odmierzyć, jeśli wiadomo, że do reakcji potrzeba $8,6 \text{ mola}$ kwasu.

2E: Oblicz stężenie procentowe kwasu chlorowodorowego o stężeniu 2 mol/dm^3 . Gęstość kwasu wynosi $1,03 \text{ g/cm}^3$

W przypadku tych zadań większość uczniów poradziła sobie z nimi bez problemów. Zdarzające się pomyłki rachunkowe były najczęściej powiązane z automatycznym zastosowaniem wzoru na przeliczanie stężeń i nieprawidłowym podstawieniu wartości liczbowych.

Zadanie 3. W zadaniu 3 uczniowie mieli zmierzyć się z określeniem charakteru kwasowo-zasadowego typowych tlenków.



3A: Wskaż numery probówek, w których zaszła reakcja chemiczna i podaj obserwacje.

3B: Po wprowadzeniu tlenków do wody, do każdej z probówek zanurzone uniwersalny. Podaj zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego w każdej z probówek.

3C: Zapisz odpowiednie równanie reakcji świadczące o odczynie roztworu w probówce nr 4. Podaj nazwy jonów.

3D: Zmieszano zawartość probówek nr 2 i 4. Zapisz równanie zachodzącej reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej.

3E: Zmieszano zawartość probówek 3 i 4. Podaj obserwacje. Zapisz równanie zachodzącej reakcji w formie cząsteczkowej.

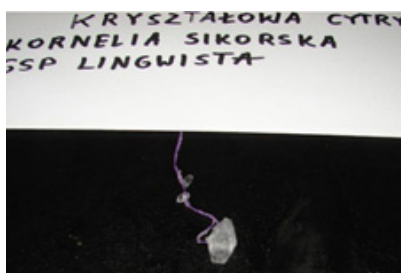
W rozwiązaniach powtarzały się następujące błędy:

- zdecydowanie największa ilość pomyłek dotyczyła zachowania tlenku glinu w wodzie,
- o ile zapis równań w postaci cząsteczkowej nie stanowi problemu dla uczniów, to pojawiają się problemy z prawidłowym sformułowaniem zapisu jonowego (część uczniów rozpisała wzory słabych elektrolitów na jony (H_3PO_4) albo substancje rozpuszczalne w wodzie były zapisywane w postaci niezdysonowanej – tutaj często dotyczyło to KOH w zadaniu 3C),
- mylenie obserwacji z wnioskami (w obserwacjach wpisywano wzory powstających substancji; część obserwacji była całkowicie błędna – wpisywano wydzielanie gazów pomimo faktu, że w równaniu reakcji nie podano żadnego produktu gazowego).

Zadanie 4. reprezentowało chemię organiczną w ujęciu praktycznym, skupiając się na różnych aspektach chemii polimerów. W zadaniu 4A należało podać równanie polimeryzacji propenu, zadanie 4B dotyczyło polimeryzacji chloroetenu, natomiast w 4C trzeba było odnieść się do zastosowań teflonu i podać wzór jego monomeru. Kolejnym tworzywem sztucznym był styropian w podpunkcie 4D. Oprócz podania wzoru sumarycznego monomeru należało jeszcze wyliczyć jego masę molową. Ważną częścią zadania był podpunkt 4E, dotyczący recyklingu i ochrony środowiska.

Główną przyczyną utraty punktów była błędna forma zapisu, bądź niewłaściwa liczba atomów wodoru, prowadząca do zapisywania trój- lub pięciowartościowych atomów węgla. Część uczniów miała problem z zastosowaniem pojęcia „monomer” podczas rozwiązywania zadania 4C, rysując większe lub mniejsze fragmenty łańcucha polimeru. Zadanie 4E dotyczyło ochrony środowiska. Trzeba było w nim określić czym jest recykling oraz podać 2 przykłady. Pomimo wielopredmiotowej edukacji ekologicznej realizowanej na przestrzeni wielu lat nauki w szkole podstawowej część uczniów ma problem z precyzyjnym określeniem, czym jest recykling. Niektórzy nie widzą powiązania recyklingu z powtórным wykorzystaniem surowców pochodzących z odpadów. Znacznie lepiej jest już z podaniem dwóch przykładów przedmiotów wykonanych z materiałów odzyskanych w procesie recyklingu.

Zadanie 5. W ramach zadania piątego należało zaplanować i wykonać dwa eksperymenty dotyczące krystalizacji oraz podać obserwacje i wnioski wynikające z przeprowadzonych doświadczeń. Nieliczni uczniowie mają problem ze sformułowaniem obserwacji i wniosków. Na szczególne uznanie za uzyskanie dużych kryształów zasługują eksperymenty przeprowadzone przez Kornelię Sikorską, Blanę Pyryt i Kornelię Łącką.



Fot. 1. Kryształ kwasu cytrynowego.
fot. Kornelia Sikorska



Fot. 2. Kryształy NaCl. fot. Blanka Pyryt



Fot. 3. Kryształy octanu sodu.
fot. Kornelia Łącka

Podsumowując wyniki etapu powiatowego konkursu PLZ *Zdolni z Pomorza*, warto zwrócić uwagę, że Wojciech Goliński oraz Piotr Jarzabek uzyskali maksymalną liczbę punktów. Uczniowie zaprezentowali wysoki poziom wiedzy chemicznej.

Etap wojewódzki konkursu dla szkół podstawowych

Uczniowie zakwalifikowani do etapu wojewódzkiego mieli do rozwiązania 5 zadań po 10 punktów. Zadania na etapie wojewódzkim posiadały oczywiście zauważalnie wyższy poziom trudności przy zbliżonym zakresie tematycznym materiału.

Zadanie 1: W trzech niepodpisanych probówkach znajdują się wodne roztwory soli. Są to roztwory w losowej kolejności: chlorek potasu, węgiel sodu, azotan(V) srebra(I).

1A: Do probówek z roztworami soli dodano kwas chlorowodorowy. Obserwacje przedstawiono w tabelce. Przypisz wzory soli do odpowiednich numerów probówek.

1B: Podaj nazwę gazowego produktu otrzymanego w probówce nr 1. Podaj nazwę produktu, który wytrącił się w postaci osadu w probówce nr 2.

Zadanie 1 nawiązuje do konwencji „ustal co znajduje się w której probówce”. W dalszych podpunktach zadania należało także przewidzieć oraz uzasadnić efekty, które wystąpią wskutek zmieszania zawartości poszczególnych probówek ze sobą, a także efekt zmiany kwasu solnego na inny odczynnik.

Z tym zadaniem uczniowie poradzili sobie najlepiej spośród wszystkich zadań konkursowych. Pojedyncze błędy zdarzały się w podpunkcie 1B, gdzie pojawiała się błędna nazwa „chlorek srebra” bez podania stopnia utlenienia.

Zadanie 2. Tematem przewodnim zadania 2. była amfoteryczność. W tej roli wystąpiły tym razem związki cynku. Uczeń oprócz określenia charakteru chemicznego i zapisania uzgodnionych równań reakcji musiał jeszcze wykonać obliczenie masy molowej w podpunkcie 2C.

2A: Zapisz równania zachodzących reakcji w postaci cząsteczkowej do probówki nr 1 ($Zn(OH)_2 + HNO_3$) i nr 2 ($Zn(OH)_2 + KOH$).

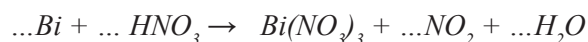
2B: Zapisz równanie dysocjacji elektrolitycznej produktu, który powstał w probówce nr 1. Podaj nazwy jonów.

2C: Oblicz masę molową produktu reakcji powstałego w probówce nr 2. Podaj jego nazwę.

Polecenia z podpunktów 2A i 2B zostały przez większość uczniów wykonane poprawnie. O ile charakter amfoteryczny wodorotlenku cynku jest dobrze znany uczniom, to czasami pojawiają się problemy z zapisaniem odpowiednich równań reakcji, co prowadziło do utraty punktów w podpunktach 2B i 2D. Błędy w wykonaniu tych poleceń były sporadyczne i zazwyczaj polegały na zastosowaniu niewłaściwych nazw jonów cynku i azotanowego(V) lub zapisywaniu reakcji ZnO z wodą. Stosunkowo najtrudniejszą częścią zadania 2 był podpunkt 2C. Zdobycie kompletu dwóch punktów zależało od wielu czynników, przede wszystkim od poprawnego wzoru produktu reakcji. Zdarzały się pojedyncze błędy polegające na zastosowaniu błędnych wartości mas atomowych pierwiastków, a także podanie wyniku z niewłaściwą jednostką.

Zadanie 3. Procesom redoks poświęcone było zadanie 3. Zaczynało się od podpunktu 3A - uzgodnienia reakcji redoks metalicznego bizmutu, a więc pierwiastka rzadko omawianego na lekcjach, ze stężonym kwasem azotowym(V). Część uczniów w ogóle nie podjęła próby rozwiązywania tego zadania, być może ze względu na pojawienie się dosyć „egzotycznego” pierwiastka.

Zadanie 3: Bismut reaguje ze stężonym kwasem azotowym(V):



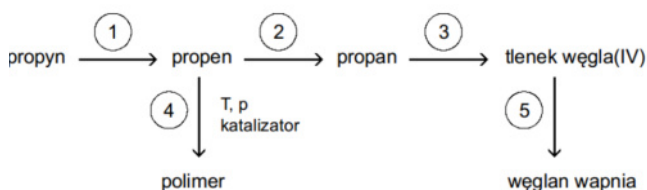
3A: Uzgodnij równanie reakcji metodą bilansu elektrobowego. Zapisz równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas tej reakcji.

3B: Podaj nazwę substancji, która pełni nazwę utleniacza. Podaj stosunek molowy reduktora do utleniacza

3C: Oblicz stosunek masowy wszystkich reagentów równania reakcji.

Najbardziej rozbudowanym i co za tym idzie – najbardziej wymagającym zadaniem był podpunkt 3C. Pojawiały się tu błędy rachunkowe. Uczniowie błędnie interpretowali polecenie, odnosili się tylko do substratów reakcji, pomijając produkty.

Zadanie 4. Tak samo jak na etapie powiatowym, tak i na etapie wojewódzkim nie mogło zabraknąć zadania poświęconego chemii organicznej. Rozwiązujących zadanie 4 witał pięcioetapowy, rozgałęziony chemograf. Kolejne polecenia bazowały na występujących w nim reakcjach, uwzględniając obserwacje bądź obliczenia. Większość uczniów dobrze poradziła sobie z tym zadaniem, uzyskując dość dobre wyniki punktowe.



4B: Oblicz ile dm^3 propanu w warunkach normalnych powstanie z 1,2 mola propenu w reakcji nr 2. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

4E: Wybierz odczynnik, spośród podanych w ramce [Woda wapienna, woda królewska, woda bromowa], który pozwoli na doświadczalne odróżnienie gazów: propanu od propenu. Podaj obserwację i wnioski.

Spśród poszczególnych podpunktów tego zadania najwięcej problemów spowodowało zadanie 4B. Część uczniów zrezygnowała z prób rozwiązania tego zadania, natomiast zdarzały się błędy rachunkowe oraz błędy metody wynikające ze złej interpretacji danych. Ostatnia część zadania – podpunkt 4E – sprawił niektórym uczniom problemy natury interpretacyjnej. Kwestia wyboru odczynnika była jednoznaczna, nie było także problemów z chemicznymi aspektami zachodzącej reakcji. Część uczniów myli obserwacje z wnioskami. Zdarzało się, że uczniowie zamiast zaproponować sposób identyfikacji zawartości probówek, od razu przypisywali substancje do probówek.

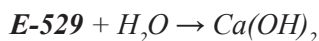
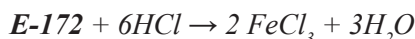
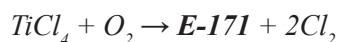
Zadanie 5 było zadaniem wyłącznie obliczeniowym, dotyczącym przeliczania stężeń i rozpuszczalności soli (w tym zadaniu „wystąpił” bardzo dobrze rozpuszczalny AgNO_3) w oparciu o skład roztworu. Zadanie wymagało zarówno biegłości rachunkowej, a także sprawdzało umiejętność uczniów w wyszukiwaniu potrzebnych danych spośród sporej porcji informacji. Statystycznie to zadanie zostało najlepiej rozwiązane spośród wszystkich zadań tego etapu konkursu chemicznego

Zadania etapu wojewódzkiego były wyraźnie trudniejsze od zadań z etapu poprzedniego, ale w zasięgu możliwości ucznia szkoły podstawowej. Udowodniła to Amelia Kierecka, zdobywając maksymalną liczbę – 50 punktów z zadań 1-5.

Zadanie dodatkowe. Ostatnie, dodatkowe zadanie posiadało charakter twórczy i polegało na ułożeniu dwóch zadań: jednego otwartego i jednego zamkniętego. Tematyka obydwu zadań miała dotyczyć tlenków.

Krzysztof Sowa ułożył oryginalne zadania, w których połączył właściwości chemiczne tlenków z ich zastosowaniem.

a) Podaj wzór i nazwę tlenków, które kryją się pod symbolami E użytymi w poniższych równaniach reakcji chemicznych:



b) Połącz w pary tlenek ukryty pod symbolem E z opisem jego zastosowania

1. **E-171** A. tlenek stosowany w rolnictwie do podwyższania pH gleby
2. **E-172** B. tlenek stosowany w medycynie jako lek na nadkwasotę
3. **E-529** C. tlenek stosowany jako środek konserwujący, głównie przy produkcji win i suszonych owoców
4. **E-530** D. tlenek stosowany jako kolorowy pigment żywności lub w kosmetykach np. w podkładach i pudrach
5. **E-220** E. tlenek stosowany jako biały pigment do produkcji np. papieru i farb
6. **E-290** F. tlenek stosowany jako dodatek do żywności w celu wydłużenia okresu przydatności do spożycia żywności, niezastąpiony przy produkcji napojów gazowanych i wody mineralnej

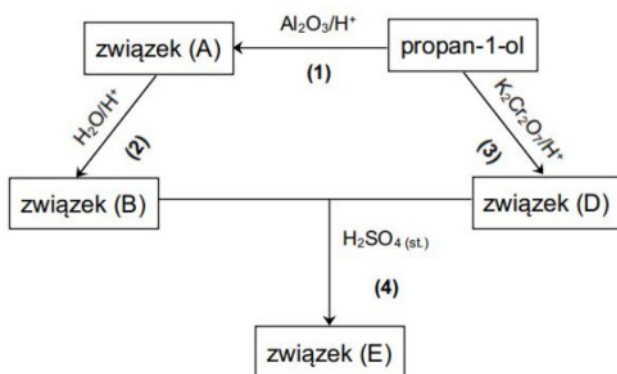
Kacper Walczyk zaproponował dwa zdania dotyczące tlenku węgla(IV).

Podczas spalania całkowitego węglowodorów powstaje para wodna oraz tlenek węgla (IV).

ZADANIE a) *Zapisz równanie reakcji spalania całkowitego węglowodoru o wzorze C_2H_2 . Oblicz, ile centymetrów sześciennych pary wodnej powstało, jeśli użyto 128 g tlenu.*

ZADANIE b) *Zaznacz, czy podana informacja dotycząca dwutlenku węgla jest prawdziwa. Wpisz „P”, jeśli zdanie jest prawdziwe lub „F”, jeżeli jest fałszywe Informacja „P” lub „F”*

Informacja	„P” lub „F”
Pod normalnym ciśnieniem (1013 hPa) sublimuje zamiast roztopiać się	
Jest lżejszy od powietrza	
Węgiel w cząsteczce CO_2 występuje na IV stopniu utlenienia	
Powoduje mętnienie tzw. wody wapiennej, tworząc rozpuszczalną w wodzie sól	
Można go otrzymać przez rozkład pewnego kwasu	



Etap powiatowy konkursu dla szkół ponadpodstawowych i ponadgimnazjalnych

Konkurs chemiczny dla uczniów szkół ponadpodstawowych i ponadgimnazjalnych odbywał się również w trzech etapach. Po kwalifikacjach etapu szkolnego odbyły się zawody na etapie powiatowym oraz wojewódzkim. Analogicznie jak w przypadku konkursu dla szkół podstawowych wśród zadań etapu powiatowego jedno z zadań polegało na samodzielnym wykonaniu i opisanu doświadczeń.

Zadanie 1 dotyczyło metalu nieomawianego w szkole – wolframu. W oparciu o położenie pierwiastka w układzie okresowym oraz informację o regularnej konfiguracji elektronowej wolframu należało określić: konfigurację elektronową w zapisie podpowłokowym (podpunkt 1A) i powłokowym (podpunkt 1B) oraz charakter chemiczny tlenku na najwyższym stopniu utlenienia (1C).

Zdecydowana większość uczestników poradziła sobie z tym zadaniem bezproblemowo, nie zrażając się występowaniem pierwiastka chemicznego o nieznanymi im bliżej właściwościami. Dalsze polecenia w obrębie tego zadania także miały za zadanie sprawdzić umiejętność uczniów do radzenia sobie w niestandardowych sytuacjach. Także w podpunktach 1D i 1E uczestnicy poradzi sobie dość dobrze z uzgodnieniem równania reakcji redoks związku kompleksowego wolframu oraz z obliczeniem wydajności reakcji. Zarówno substrat, jak i produkt występowały w postaci hydratów. Nieliczni uczniowie popełniali błędy w zapisie procesu utleniania anionu borowodorkowego. Po prawej stronie procesu niekiedy zapisywano wzór jonu BO_3^{3-} , który w roztworze wodnym o odczynie kwasowym praktycznie nie występuje. W zadaniu 1E błędy były związane z zastosowaniem wzorów i błędnym podstawieniem wartości do gotowej formuły. Potwierdza to dobrze znaną zawodność stosowania pamięciowo opanowanych wzorów na zasadzie „czarnej skrzynki”.

Zadanie 2. Tematem przewodnim tego zadania był iloczyn rozpuszczalności. W zadaniu 2A należało obliczyć rozpuszczalność molową $CaCO_3$ w wodzie, co nie sprawiło żadnych problemów. Kolejne podpunkty 2B, 2C i 2D dotyczyły efektu wspólnego jonu. Uczniowie bezproblemowo podali równanie procesu zachodzącego wskutek dodania Na_2CO_3 do nasyconego roztworu węglanu sodu (co było treścią zadania 2B), a także w większości poprawnie określali wpływ dodatku jonów węglanowych na stężenie jonów wapnia w roztworze w punkcie 2C. Wyraźnie trudniejsze okazało się zastosowanie tych spostrzeżeń do obliczenia równowagowego stężenia jonów Ca^{2+} w tak otrzymanym roztworze. Niektórzy uczniowie przyjmowali jako wyjściowe stężenie jonów węglanowych sumę pochodzącą z dodanego węglanu sodu oraz wartość obliczoną w punkcie 2A, co powodowało błąd metody.

W podpunkcie 2E wymagano użycia do obliczeń całkowitej ilości jonów węglanowych: zarówno wynikających z początkowo wprowadzonego węglanu sodu oraz tych pochodzących od dodanego węglanu sodu. W tym zadaniu premiowana była więc spostrzegawczość.

Chemia organiczna była reprezentowana w zadaniach 3 i 4.

Zadanie 3. W tym zadaniu należało poprawnie zinterpretować wzór skomplikowanego związku organicznego. Zdecydowana większość uczniów poradziła sobie bezproblemowo z analizą wzorów szkieletowych. Dodatkowym aspektem tego zadania było zapoznanie uczniów z wygodną metodą określania wzoru sumarycznego, jaką jest stopień nienasycenia. Zadania 3C i 3D jako typowe zadania stechiometryczne nie wyróżniały się wysokim stopniem trudności dla uczestników konkursu. Większość uczniów poradziła sobie bardzo dobrze z tym zadaniem. Nieliczne błędy wynikały z niestarannego uzgodnienia równania reakcji, co powodowało błąd metody. Zadanie 3E to typowe zadanie dotyczące wzorów uproszczonych, których ciągle zbyt mało pojawia się na lekcjach chemii w liceum.

Zadanie 4. opiera się na chemografii zamykającym się w pętli. Powoduje to konieczność poprawnego ustalenia wszystkich procesów przebiegających na schemacie. Okazało się to dla uczestników zadaniem o średnim stopniu trudności, które większość uczniów rozwiązało z niewielkimi pomyłkami. W podpunktach 4A i 4B należało odpowiednio zapisać równanie reakcji (1) oraz podać rodzaj i mechanizm reakcji (2). Część osób miała problemy z uzgodnieniem równania reakcji (3) metodą bilansu elektronowo-jonowego. Pojawiające się w tym zadaniu problemy miały zazwyczaj swoje źródło w błędnym zapisie jonów albo na podawaniu wzorów rozpuszczalnych soli, np. dichromianu(VI) potasu w postaci niezdysoncjowanej. Widać także, iż część uczniów nie umie stosować bilansu elektronowo-jonowego i używa stopni utlenienia, co jest w tym przypadku niepotrzebne i zaciera sens stosowania bilansu elektronowo-jonowego. Pozostałe podpunkty zadania obejmowały zagadnienia obliczeniowe – w 4D trzeba było określić liczbę moli produktów (B) i (D) na podstawie wydajności poszczególnych etapów. Otrzymane wartości reagentów (B) i (D) stanowiły punkt wyjścia do wyznaczenia ilości estru (E) w oparciu o wartość stałej równowagi.

Zadanie 5. W ramach tego zadania uczestnicy mieli zaproponować i przedstawić wykonanie pięciu doświadczeń chemicznych. Wybranie kilku przykładów do umieszczenia w artykule było trudnym zadaniem, ponieważ uczniowie zaprezentowali wiele ciekawych i efektownych doświadczeń.

Dominik Poblócki wykonał efektowne zdjęcie wulkanu chemicznego, a także spalanie baniek mydlanych wypełnionych metanem.

Natalia Gostomska zrealizowała doświadczenie, w którym sok z czerwonej kapusty działa jako wskaźnik kwasowo-zasadowy.

Jakub Łoziński wykonał efektowny rozdział chromatograficzny barwników z flamastra.



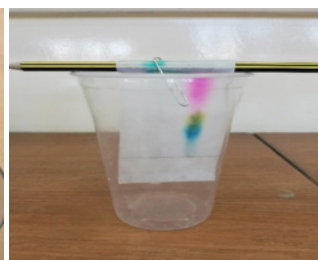
Fot. 4. Wulkan chemiczny.
fot. Dominik Poblócki



Fot. 5. Spalanie baniek mydlanych.
fot. Dominik Poblócki



Fot. 6. Sok z czerwonej kapusty.
fot. Natalia Gostomska



Fot. 7. Chromatografia.
fot. Jakub Łoziński

Etap wojewódzki konkursu dla szkół ponadpodstawowych i ponadgimnazjalnych

Zmagania na etapie wojewódzkim obejmowały 5 zadań punktowanych w skali od 1 do 10 każde oraz zadanie dodatkowe (nienumerowane), polegające na ułożeniu dwóch zadań dotyczących metali. Jest to analogiczna sytuacja, jak w przypadku wojewódzkiego etapu konkursu dla uczniów szkół podstawowych, oczywiście zakres materiału był szerszy.

Zadanie 1. W zadaniu tym należało ustalić wzór alkanu: najpierw sumaryczny, w oparciu o zawartość masową bromu w halogenopochodnej, a następnie półstrukturalny, wykorzystując informację o obecności trzeciorzędowego atomu węgla. Kolejne podpunkty tego zadania wymagały określenia produktów kolejnych reakcji: eliminacji HBr z bromoalkanu, a następnie addycji wody do otrzymanego alkeny. W obydwu przypadkach należało podać prawidłowe nazwy systematyczne otrzymanych produktów. Ostatni podpunkt 1E wymagał podania wzorów półstrukturalnych wszystkich izomerów alkoholu otrzymanego w podpunkcie 1D. Uczniowie radzili sobie bardzo dobrze z tym zadaniem, pojedyncze osoby podawały błędny wzór półstrukturalny związku w podpunkcie 1C. Kolejnym powtarzającym się powodem utraty punktów było podawanie zbyt małej liczby izomerów w ostatniej części zadania 1.

Zadanie 2. Chemii fizycznej poświęcono zadanie 2, które obejmowało swoją tematyką szybkość reakcji chemicznej oraz stan równowagi z uwzględnieniem reguły przekory. Pomimo zakresu tematycznego wcho-

dzącego w zakres podstawy programowej, rozwiązanie tego zadania sprawiało trudności niektórym uczniom. Część uczestników konkursu nie podjęło nawet prób rozwiązania tego zadania.

Zadanie 2: Szybkość reakcji $A + 2B = C + D$ jest opisywana równaniem kinetycznym: $v = k \cdot c_A \cdot c_B$

Po upływie 10 minut od rozpoczęcia reakcji stężenia poszczególnych reagentów wynosiły:

A: 1 mol/dm³, B: 1,2 mol/dm³, C: 0,2 mol/dm³, D: 0,2 mol/dm³.

Wyznacz stężenia początkowe substratów A i B wiedząc, że przed reakcją w układzie nie było produktów. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

2D: Po pewnym czasie w układzie ustalił się w temperaturze T stan równowagi, w którym stężenie produktu C wynosi 0,6 mol/dm³. Oblicz stężenia równowagowe pozostałych reagentów i podaj wartość stałej równowagi reakcji w tej temperaturze. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

Uczniowie napotkali najwięcej trudności w podpunkcie 2D. Zdarzały się błędy rachunkowe w obliczeniach stałych, czasami uczniowie zapominali o uwzględnieniu wykładnika potęgowego. Dostyc rzadko pojawiały się błędy wyliczenia stężeń równowagowych.

Zadanie 3. Kolejne zadanie zaczynało się od ustalenia wzoru kwasu monokarboksylowego w oparciu o jego skład i informacje o budowie. Zadanie przedstawiało dla uczniów średni poziom trudności. Największym problemem dla uczestników było pytanie 3D, gdzie należało obliczyć pH roztworu zhydrolizowanej soli. Część uczniów nie rozwiązała tego zadania pomimo wskazówek w postaci pytań o równanie procesu i odczyn roztworu.

3D: Korzystając z wartości stałej dysocjacji kwasu oblicz pH roztworu soli sodowej kwasu („Roztwór II“) o stężeniu 0,1 mol/dm³. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

Zadanie 4 dotyczyło bogatej chemii redoksowej manganu. Pomimo, iż nie wymagano tutaj szczegółowej wiedzy dotyczącej właściwości związków manganu – wszystkie niezbędne informacje zostały umieszczone w informacji wprowadzającej – to zadanie zostało rozwiązane słabo.

4A: Mieszaninę Mn₂O₃ i Mn₃O₄ o łącznej masie 25g poddano procesowi redukcji wodorem otrzymując 17,5g manganu. Zakładając 100% wydajność reakcji, oblicz zawartość procentową masową tlenków w początkowej mieszaninie. Wynik podaj z dokładnością do jednej cyfry po przecinku. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

Zadanie 4A to typowe zadanie na skład mieszaniny. Sporo uczestników nie próbowało rozwiązać tego prostego zadania. Ci, którzy rozwiązywali ten problem najczęściej wybierali z reguły najprostszą metodę: w oparciu o zawartość procentową manganu w poszczególnych tlenkach wyznaczyli udział Mn₂O₃

i Mn₃O₄ w mieszaninie.

4B: 17,5g manganu poddano szeregu przemian:

reakcja 1: $Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2$

(wydajność 92%)

reakcja 2: $MnSO_4 + 2NaOH = Mn(OH)_2 + Na_2SO_4$

(wydajność 86%)

reakcja 3: $4Mn(OH)_2 + O_2 = 4MnO(OH) + 2H_2O$

(wydajność 88%)

reakcja 4: $4MnO(OH) + O_2 = 4MnO_2 + 2H_2O$

(wydajność 89%)

Oblicz masę otrzymanego MnO₂. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

Zadanie 4B premiowało spostrzegawczość i dobór optymalnej metody rozwiązywania. Wielu uczestników zrezygnowało z rozwiązywania tego zadania, z kolei inni przyjęli czasochłonną procedurę obliczenia mas poszczególnych związków otrzymanych na poszczególnych etapach przemian. Zadanie dotyczyło reakcji następczych. Zadania tego typu coraz częściej pojawiają się na egzaminie maturalnym, sprawiając zupełnie niezrozumiałe trudności uczniom. Zadania z reakcjami następczymi można bardzo szybko rozwiązać, jeżeli najpierw wyznaczy się całkowitą wydajność procesu: 62%, mnożąc wydajności poszczególnych etapów. Całość rozwiązania można było zrealizować wówczas jedną proporcją.

4C: Mangan na stopniach utlenienia od IV do VII tworzy aniony zbudowane z jednego atomu manganu oraz z różnej liczby atomów tlenu. Ustal wzór soli zawierającej 49,6% potasu, 23,3% manganu, 27,1% tlenu. Podaj nazwę soli. Zapisz obliczenia i podaj wzór oraz nazwę soli.

Pozostałe podpunkty zadania 4 nie stanowiły już wyraźniejszych problemów. Pojawienie się nieznannej soli manganianowej nie zraziło uczestników od ustalenia wzoru i podania prawidłowej nazwy.

4D: Ze względu na dobrze określone relacje stechiometryczne niektóre reakcje redoks znalazły zastosowanie do ilościowego oznaczania analitu poprzez miareczkowanie. Ten dział analizy chemicznej nosi nazwę redoksimetrii.

Przykładem miareczkowania redoksimetrycznego jest oznaczenie arsenianu(III) za pomocą manganianu(VII) w środowisku kwasowym z wykorzystaniem reakcji:

$2MnO_4^- + 5AsO_3^{3-} + 6H^+ = 2Mn^{2+} + 5AsO_4^{3-} + 3H_2O$

Określ stężenie molowe jonów arsenianowych(III) wiedząc, że do zmiareczkowania oznaczanej próbki o objętości 50cm³ zużyto 13,2 cm³ roztworu KMnO₄ o stężeniu 0,197 mol/dm³. Zapisz obliczenia i podaj odpowiedź.

Coraz częściej pojawiające się na egzaminie maturalnym zagadnienia dotyczące miareczkowania znalazły odbicie w treści zadań 4D i 4E. W zadaniu 4D należało obliczyć stężenie jonów AsO₃³⁻, mając podane równanie reakcji manganianu(VII) z jonami arsenianowymi(III). W odróżnieniu od spotykanej w zadaniach maturalnych alkacymetrii, treścią zadania była redoksimetria.

Zadanie 5 przedstawiało dla uczniów podobny poziom trudności, jak zadanie 4. Uczestnicy zostali postawieni przed związkami chemicznymi należącymi do związków kompleksowych. Ta grupa związków nie jest szeroko omawiana w trakcie nauki chemii w szkole. Kolejnym utrudnieniem było użycie zarówno jonów centralnych i ligandów, które są rzadko spotykane. Większość uczniów poradziła sobie dobrze z tymi zadaniami, nie zrażając się nietypowymi wzorami związków kompleksowych.

5A: Anion oktacyjanowolframianowy(IV) $[W(CN)_6]^{4-}$ można utlenić do anionu oktacyjanowolframianowego(V) używając np. zakwaszonego roztworu $KMnO_4$. Ułóż połówkowe równania utleniania i redukcji w postaci jonowej – zastosuj bilans elektronowo-jonowy. Zapisz równanie sumaryczne w postaci jonowej skróconej.

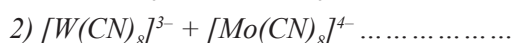
Zadanie 5A nie stanowiło większego problemu – uczniowie, którzy znają i potrafią stosować metodę elektronowo-jonową rozwiązyli sprawnie to zadanie.

5B: W oparciu o wartości potencjałów standardowych redoks:

$$E^0 [W(CN)_6]^{3-}/[W(CN)_6]^{4-} = +0,457 V$$

$$E^0 [Mo(CN)_6]^{3-}/[Mo(CN)_6]^{4-} = +0,725 V$$

Określ, czy mogą zachodzić następujące reakcje. Użyj określeń „TAK”, „NIE”.



5C: Analogiczne jony są tworzone przez inne pierwiastki sąsiadujące w układzie okresowym z molibdem i wolframem.

Podaj wzory jonów: – oktacyjanoniobianowego(III)
– oktacyjanorenianowego(V)

Analogicznie nie zaobserwowano trudności w zadaniach 5B i 5C. Pomimo dosyć „egzotycznego” charakteru przedstawionych związków, większość uczniów nie miała większych problemów z określeniem kierunku reakcji redoks z zastosowaniem np. reguły zegara. Rozwiązanie zadania 5C wymagało w zasadzie przetworzenia informacji wprowadzającej i posłużenia się układem okresowym.

5D: Wysoka trwałość cyjanowych kompleksów żelaza powoduje, że są one nietoksyczne dla człowieka. Jeden z takich związków znalazł zastosowanie jako przeciwbrylacz do soli kuchennej. Nosi oznaczenie E536. Jest to sól potasowa zawierająca anion kompleksowy zbudowany z kationu żelaza i sześciu ligandów CN^- .

Ustal wzór tego związku, wiedząc że stosunek masowy potasu do żelaza wynosi w przybliżeniu 25:9. Zapisz obliczenia i podaj wzór związku.

5E: Związek z podpunktu D może występować także w postaci hydratu zawierającego około 12,8 % wody. Ustal wzór hydratu. Zapisz obliczenia i podaj wzór.

Podobnie jak w przypadku niektórych trudniejszych zadań stechiometrycznych, część uczniów re-

zygnowała z prób rozwiązania zadań 5D i 5E. Mogło to wynikać z braku czasu na rozwiązanie lub problem z ustaleniem ogólnego wzoru heksacyjanokompleksu. W tekście wprowadzającym nie umieszczono informacji na temat stopni utlenienia żelaza, co mogło trochę zmylić niektórych uczestników. Najwyższe wyniki z zadań 1-5 uzyskali **Aleksandra Telefus** oraz **Krzysztof Gofron**, zdobywając taką samą liczbę 48 punktów.

Zadanie dodatkowe. Na etapie wojewódzkim było jeszcze zadanie dodatkowe, w ramach którego należało ułożyć dwa zadania dotyczące metali. Poniżej przedstawiono interesujące zadania ułożone przez **Cezarego Czochóra**.

Czerwone złoto wykorzystywane w jubilerstwie jest stopem złota, srebra i miedzi. Na próbkę czerwonego złota zawierającego 58,5% złota o masie 30g podzielano nadmiarem stężonego kwasu azotowego (V). W wyniku reakcji wydzieliło się 4,73dm³ gazu o barwie brunatnej. Pomiarów dokonywano w warunkach normalnych.

A. Oblicz zawartość procentową srebra w tym stopie. Wynik zaokrąglaj do liczb całkowitych.

B. Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Złoto jest metalem szlachetnym i reaguje wyłącznie z kwasami utleniającymi.	P	F
2.	W wyniku reakcji srebra z kwasem solnym ułatnia się bezbarwny gaz.	P	F
3.	Miedź w stanie podstawowym ma powłokę M całkowicie zapełnioną elektronami.	P	F

Podsumowując konkurs wyraźnie widać, że na Pomorzu jest bardzo dużo zdolnych uczniów, którzy pasjonują się chemią. Poziom konkursu zarówno w edycji dla szkół podstawowych oraz ponadpodstawowych i ponadgimnazjalnych był bardzo wysoki. Uczniowie wykazali się umiejętnościami rozwiązywania różnorodnych zadań, a także twórczym charakterem autorskich zadań. Warto podkreślić staranność i wysoki poziom wykonania doświadczeń. Szczególne podziękowania kieruję do nauczycieli chemii za opiekę naukową nad przygotowaniem uczniów do Pomorskiej Ligi Zadaniowej Zdolni z Pomorza.

Elżbieta Korzeniak

Ekspert Pomorskiej Ligi Zadaniowej Zdolni z Pomorza w zakresie chemii. Egzaminator maturalny z chemii. Krakowski Nauczyciel z Pasją. Nauczyciel XLIV LO w Krakowie. Autorka zadań dla WSiP, GWO, Zamkor, OKE Kraków.