



## Uczniowie z Pomorza na falach wiedzy chemicznej

Młodzi miłośnicy chemii z województwa pomorskiego licznie wzięli udział w tegorocznej edycji Pomorskiej Ligi Zadaniowej *Zdolni z Pomorza*. Uczestnicy startowali w dwóch kategoriach wiekowych: uczniowie szkół podstawowych (183 osoby przeszło przez eliminacje szkolne do etapu powiatowego) oraz uczniowie szkół ponadpodstawowych (137 osób zakwalifikowało się do etapu powiatowego).

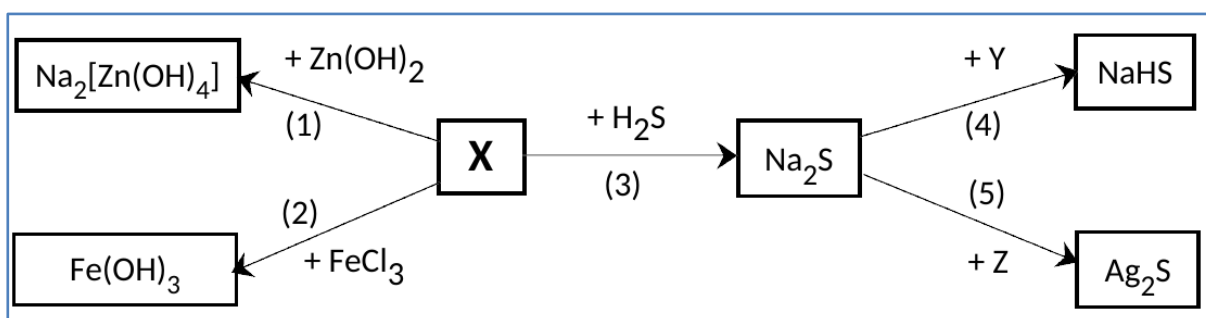
Zadania bazowały na zakresie zagadnień z podstawy programowej odpowiedniego etapu edukacyjnego, ale wymagały także umiejętności zastosowania posiadanej wiedzy w niestandardowych sytuacjach. Pojawiały się także zadania wymagające pracy z tekstem (informacji wprowadzającej). Na przestrzeni ostatnich lat obserwuje się wzrastający udział zadań tego typu na egzaminach maturalnych i ośmioklasisty. Jednym z celów konkursu było zatem także ćwiczenie umiejętności pracy z tekstem informacji wprowadzającej.

Obydwie edycje etapu powiatowego posiadały zadanie opierające się na artykule z czasopisma „Chemia w Szkole”. Treść została udostępniona uczniom odpowiednio wcześniej, co umożliwiło im zapoznanie się z tematyką: tłuszczów i surfaktantów – dla uczniów szkół podstawowych oraz barwników organicznych – dla uczniów szkół ponadpodstawowych.

### Etap powiatowy – szkoła podstawowa

Do etapu powiatowego konkursu dla uczniów szkół podstawowych przystąpiło 128 osób, z czego dwóch uczestników: Wojciech Wojak oraz Karol Żmudziński otrzymali maksymalną liczbę punktów. Konkurs obejmował trzy zadania z chemii nieorganicznej, jedno zadanie dotyczące artykułu na temat tłuszczów i surfaktantów oraz jedno zadanie, gdzie uczniowie przygotowywali, wykonywali oraz opisywali doświadczenie dotyczące gazów.

Uczestników etapu powiatowego witał nietypowy gwiazdzisty chemograf:



W zadaniu pierwszym uczniowie nie otrzymali punktów zazwyczaj z dość błahych powodów, np: 1) nieuwzględnienia stopnia utlenienia srebra w nazwie azotan(V) srebra(I) (zgodnie z regułami nazewnictwa stopień utlenienia srebra powinien być wskazany, ponieważ srebro tworzy związki także na stopniach utlenienia +II i +III); 2) błędów w nazwie anionowego hydroksokompleksu cynku (często podawano określenie „hydroksy” dotyczące grupy –OH związanej kowalencyjnie zamiast nazwy „hydrokso” dotyczącego liganda OH<sup>-</sup>); 3) błędy w zapisie jonowym dotyczyły zazwyczaj sytuacji, w których rozpisywano na jony produkty nieulegające dysocjacji elektrolitycznej.

Tematykę zadania drugiego stanowiły szeroko pojęte procesy utleniania-redukcji. W ramach tego zadania należało m.in. uzgodnić równanie redoks, wskazać utleniacz i reduktor, właściwości chemiczne i fizyczne tlenku siarki(IV) oraz wykonać zadanie obliczeniowe. Wyniki osiągnięte przez uczniów wskazują na konieczność zwrócenia uwagi na rozróżnienie dwóch metod uzgadniania równań redoks: metody bilansu elektronowego, opierającej się na wartościach stopni utlenienia oraz metody bilansu elektronowo-jonowego, w którym równania połówkowe zawierają wzory reagujących cząsteczek i jonów. Główną przyczyną utraty punktów w tym zadaniu było zastosowanie błędnej metody uzgadniania równań redoks – uczniowie stosowali uzgadnianie metodą bilansu elektronowo-jonowego zamiast tradycyjnego bilansu elektronowego, który był wymieniony w treści polecenia. Dość sporym wyzwaniem było zadanie obliczeniowe przytoczone poniżej.

3 g żelaza dodano do nadmiaru stężonego kwasu siarkowego(VI) w temperaturze 100°C. Otrzymano 1,4 dm<sup>3</sup> tlenku siarki(IV) w warunkach normalnych. Oblicz wydajność reakcji.

Część uczestników konkursu zrezygnowała z rozwiązywania tego zadania. Pojawiające się błędne rozwiązania wynikały zazwyczaj z zastosowania niewłaściwej masy molowej. Niektórzy uczestnicy podawali wartości wydajności reakcji powyżej 100%. Błędy rachunkowe wynikały zazwyczaj z okrzężonej metody obliczeń i niepotrzebnego przeliczania ilości tlenku siarki(IV) na masę.

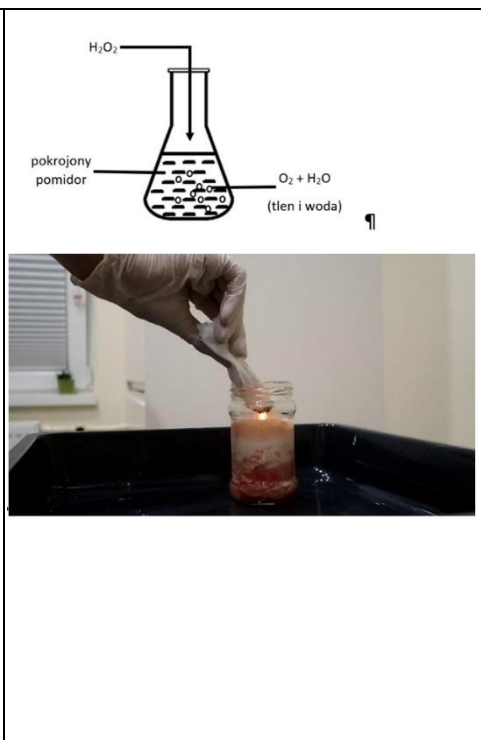
Zadanie trzecie sprawiało najmniej trudności piszącym konkurs. Jego tematyka obejmowała właściwości amfoterycznego tlenku glinu. Niektórzy uczniowie mylili obserwacje z wnioskami, pisząc w obserwacjach „reakcja nie zachodzi” lub „powstaje rozpuszczalny siarczan(VI) glinu”. Część piszących podawała błędny charakter chemiczny tlenku glinu. Zdarzały się także błędne zapisy równań reakcji w postaci jonowej. Rozpisywanie tlenku glinu na kationy glinu i aniony tlenkowe w zapisie jonowym reakcji zachodzących w roztworze wodnym wskazuje na błędne pojmowanie procesów zachodzących w roztworach wodnych. Nie sprawiało natomiast problemów zapisanie równania redoks procesu aluminotermicznego zachodzącego z udziałem tlenku manganu(IV).

Zadanie czwarte opierało się na artykule dotyczącym tłuszczów oraz surfaktantów. Są to ważne zagadnienia z szerokim aspektem praktycznym. Sporo trudności sprawiło zadanie polegające na ustaleniu wzoru półstrukturalnego wosku w oparciu o skład pierwiastkowy.

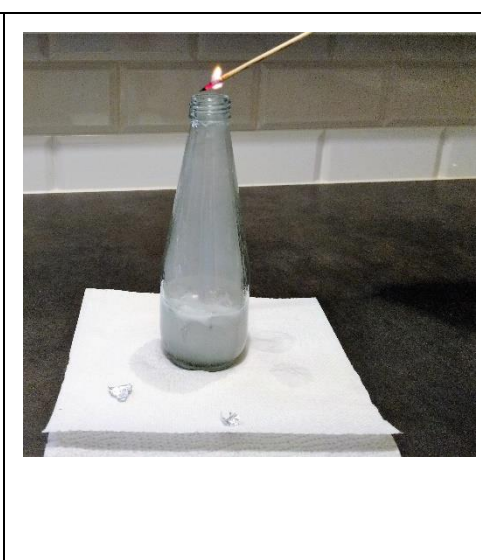
W cząsteczce pewnego wosku stosunek liczby atomów węgla do atomów tlenu wynosi  $n_C:n_O = 15:1$ , natomiast stosunek liczby atomów wodoru do atomów węgla, określony jako  $n_H:n_C = 2:1$ . Wyznacz wzór półstrukturalny (grupowy) tego związku, wiedząc, że 40% atomów węgla znajduje się we fragmencie pochodzącym od alkoholu. Wykonaj obliczenia.

Zadanie piąte polegało na opracowaniu, wykonaniu i udokumentowaniu trzech doświadczeń, w których biorą udział substancje gazowe. Poniżej przedstawiono kilka ciekawych uczniowskich propozycji.

**Robert Dalecki** przedstawił doświadczenie o nazwie „**Ognisty pomidor**”.

|  |  |
|--|--|
| <p><b>Cel doświadczenia:</b> otrzymanie tlenu przy wykorzystaniu nadtlenu wodoru (woda utleniona 3%) i pomidora.</p> <p><b>Wyposażenie i odczynniki:</b> szklanka, nadtlenek wodoru, pomidor, zapalki, łuczywko.</p> <p><b>Wykonanie:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Do szklanki wkładamy pokrojonego pomidora.</li> <li>2. Zawartość naczynia zalewamy nadtlenkiem wodoru.</li> <li>3. Czekamy aż pojawią się pęcherzyki gazu.</li> <li>4. Żarzące się łuczywko wkładamy do szklanki i trzymamy tuż nad powierzchnią roztworu.</li> </ol> <p><b>Obserwacje:</b> Wydzielanie się pęcherzyków bezbarwnego, bezwonnego gazu. Łuczywko rozpala się.</p> <p><b>Wnioski:</b> Woda utleniona w kontakcie z pomidorem ulega rozkładowi do tlenu i wody. Tlen podtrzymuje proces palenia się.</p> <p><b>Równanie reakcji:</b> <math>2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2</math></p> |  |
|--|--|

**Maria Chyla** zaproponowała doświadczenie o nazwie „**H<sub>2</sub> czyli (Nie)Wielki Domowy Wybuch**”

|  |  |
|--|--|
| <p><b>Przebieg doświadczenia:</b></p> <p>Do butelki wsypałam ok. jednej łyżeczki kreta (środka do oczyszczania rur) i zalałam go wodą. Potem wrzuciłam kawałki folii aluminiowej i przykryłam butelkę na kilka minut. Następnie włożyłam do niej zapalony drewniany patyczek do szaszłyków.</p> <p><b>Obserwacje:</b></p> <p>Po włożeniu płonącego patyczka do butelki, słyhać dźwięk przypominający puknięcie i widać przez sekundę większy płomień.</p> <p><b>Wniosek:</b></p> <p>Powstał wodór.</p> |  |
|--|--|

Izabella Jalińska wykonała ładny, kolorowy eksperyment o nazwie „Chemiczne jajo”.

**1. Data przebiegu doświadczenia:** 06.12.2022r.

**2. Potrzebne materiały:**

- soda oczyszczona
- olej
- ocet
- wysoka szklanka/butelka
- barwnik (np. barwnik spożywczy lub bibuła)
- osobny kubek/szklanka
- strzykawka

**3. Przebieg doświadczenia:**

Gdy przygotowałam potrzebne materiały, wsypałam do wysokiej szklanki połowę opakowania sody oczyszczonej tak, aby porządnie zakrywała dno. Następnie, po ściance szklanki wlałam olej, aby „nie przebił się” przez sodę, tylko pozostał na niej. Do innego kubka wlałam ocet, który zabarwiłam za pomocą czerwonej bibuły. Nabrałam strzykawką substancję.

Po wykonaniu powyższych czynności, za pomocą strzykawki wkrapiałam po kropelce do szklanki.

Obserwowałam, co się dzieje:

**Obserwacje:** Kropelki zabarwionego octu opadają na dno. Osadzają się na powierzchni sody oczyszczonej. Wydzielają się bąbelki gazu i otaczają kropelki octu, które unoszą się do góry.

**Wnioski:** Poprzez połączenie sody oczyszczonej z octem powstaje gaz – tlenek węgla(IV), czyli  $\text{CO}_2$ . Dwutlenek węgla otacza kropelki octu, przez co stają się one lżejsze i unoszą się do góry. Gdy kropelki wypłyną na powierzchnię oleju, gaz się ulatnia.



Należy podkreślić staranny opis wszystkich przedstawionych doświadczeń wraz z podaniem ich schematu oraz poprawnie sformułowane obserwacje i wnioski.

### **Etap powiatowy – szkoły ponadpodstawowe**

W etapie powiatowym konkursu dla uczniów szkół ponadpodstawowych wzięło udział 86 uczestników, a najwyższy wynik uzyskała Katarzyna Reszke (49 punktów). Zadania obejmowały zagadnienia dotyczące metali przejściowych – ważnej grupy pierwiastków o licznych zastosowaniach. Jedno z zadań opierało się na artykule, który dotyczył barwników organicznych. Analogicznie jak w przypadku konkursu dla szkół podstawowych pojawiła się część doświadczalna - należało opracować, wykonać i opisać dwa doświadczenia dotyczące ogniw elektrochemicznych.

Zadanie nr 1 pozwoliło uzyskać wgląd w ciekawe właściwości tytanu i jego związków. Na początku należało określić rodzaj wiązania w „egzotycznym” wodorku tytanu - wodorki metali przejściowych nie są omawiane w programie szkoły ponadpodstawowej. Zdolność częściowej zmienności składu tego niestechiometrycznego związku pozwala na stosowanie wodorku tytanu do magazynowania wodoru.

Przykładem związku niestechiometrycznego jest wodorek tytanu  $TiH_2$ , którego skład może się zmieniać pomiędzy  $TiH_{1,30}$  a  $TiH_{2,00}$ .

Pewien preparat wodoru tytanu  $TiH_x$  charakteryzuje się stosunkiem masowym wodoru do tytanu wynoszącym 1:25. **Oblicz wartość indeksu stechiometrycznego „x” z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku. Podaj obliczenia.**

W obliczeniach użyj dokładnych wartości mas atomowych z tablic maturalnych: Ti 47,87u oraz H 1,008 u. Nie zaokrąglaj wyników obliczeń pośrednich.

Uczestnicy poradzili sobie dość dobrze z tymi zadaniami, nie zrażając się nową tematyką, jedynie sporadycznie pojawiały się błędy rachunkowe w udziale wiązania jonowego. Uczniowie nie mieli także większych problemów z kolejnymi zadaniami dotyczącymi ustalenia wzoru uwodnionej soli zawierającej jony tytanyłowe oraz ustalenie wzoru sumarycznego minerału w oparciu o rysunek komórki elementarnej.

Zadanie drugie dotyczyło właściwości metali szlachetnych: platynowców oraz złota. Platyna, analogicznie jak złoto, nie ulega działaniu kwasu azotowego(V) - do jej roztworzenia należy użyć wody królewskiej, czyli mieszaniny stężonych kwasów: azotowego(V) i solnego. Uzgodnienie takiego równania redoks metodą bilansu elektronowego dawało dwa punkty. Najczęstszą przyczyną utraty punktów było zastosowanie błędnej metody tzn. bilansu elektronowo - jonowego. Zagadnieniem fałszowania sztabek złota poprzez wstawianie rdzeni wolframowych był poświęcony kolejny podpunkt zadania drugiego.

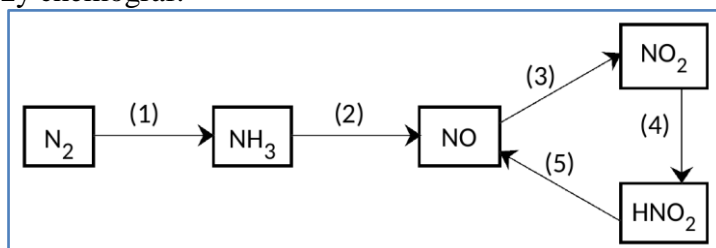
Ze względu na wysoką cenę złota jest ono stosowane jako środek inwestycyjny, m. in. w postaci sztabek. Gęstość złota wynosi  $19,32 \text{ g/cm}^3$  i jest bardzo zbliżona do gęstości znacznie tańszego wolframu –  $19,25 \text{ g/cm}^3$ . Umożliwia to fałszowanie sztabek złota przez nieuczciwych producentów. Fałszywa sztabka zawiera rdzeń wykonany z wolframu i cienką powłokę złota. Sporządzono dwie sztabki o masie 1kg:

- jedna wykonana z czystego złota posiada wymiary  $10\text{cm} \times 5\text{cm} \times 1,0352\text{cm}$ .
- druga sztabka różni się nieznacznie wysokością, ponieważ została sporządzona z wolframu.

Oblicz wysokość drugiej sztabki w centymetrach, wynik podaj z dokładnością do czterech miejsc po przecinku.

Poprawne obliczenia nie stanowiły problemu dla uczestników konkursu, co jest istotne w aspekcie ćwiczenia zadań z wynikiem o żądanej dokładności, pojawiających się na egzaminie maturalnym. Pozostałe podpunkty tego zadania nie stanowiły większych problemów - trzeba było ustalić wzór elementarny trójpierwiastkowego związku platynowca oraz odpowiedzieć na kilka pytań dotyczących układów koloidalnych. Część osób nie podała konfiguracji elektronowej anionu  $Au^-$ .

Bohaterem zadania trzeciego był azot i jego związki. Osia kolejnych podpunktów tego zadania był poniższy chemograf:





Uczestnicy pokazali, że zadania ze stechiometrii oraz stanu równowagi są im dobrze znane i nie stanowią dla nich problemu. Przyczyną nielicznych utrat punktów były błędne zaokrąglenia wyników obliczeń. W następnym podpunkcie należało zaplanować doświadczenie polegającego na wydzieleniu tlenku azotu(II) i utlenieniu go do tlenku azotu(IV).

Zaplanuj i opisz eksperyment, w którym zachodzi reakcja (3). Opis musi spełniać następujące warunki:

- wskazanie substratów z podanych w ramce:

$\text{HNO}_{3(\text{rozcz})}$ ,  $\text{HNO}_{3(\text{st})}$ , Cu

- obserwacje

- wnioski

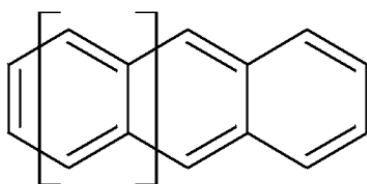
Reakcje miedzi z kwasem azotowym(V) w zależności od stężenia wchodzą w zakres zagadnień omawianych na lekcjach chemii, jednak to zadanie wyraźnie zaskoczyło niektórych uczestników konkursu. Część osób popełniała błędy w wyborze reagentów albo w formułowaniu obserwacji i wniosków.

Dwa ostatnie podpunkty zadania trzeciego polegały na uzgodnieniu równań redoks metodą bilansu elektronowego. Analogicznie, jak w poprzednich zadaniach tego typu najczęstszą przyczyną błędów było zastosowanie błędnej formy zapisu czyli bilansu elektronowo - jonowego.

Zadanie czwarte opierało się na treści artykułu dotyczącego barwników. Pierwszy podpunkt tego zadania dotyczył koła barw lecz następne już były bezpośrednio związane z chemią poszczególnych grup barwników omawianych w tekście wzmiankowanego artykułu. Ustalenie wzoru wielopierścieniowego węglowodoru aromatycznego o liniowej budowie było kolejnym celem uczniów.

Wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne (WWA) posiadają układ sprzężonych pierścieni aromatycznych. Ze względu na sposób połączenia pierścieni benzenowych można wyróżnić produkty kondensacji kątowej i liniowej (poliaceny).

W oparciu o schemat poliacenu, na którym zaznaczono powtarzający się fragment, ustal wzór ogólny poliacenu.



Spalono próbkę pewnego poliacenu i otrzymano  $\text{CO}_2$  oraz  $\text{H}_2\text{O}$  w stosunku molowym 3:1. Ustal wzór sumaryczny poliacenu w oparciu o obliczenia.

Część uczniów miała problem z analizą informacji wprowadzającej pozwalającej na ustalenie wzoru ogólnego poliacenu, natomiast wyznaczenie wzoru konkretnego poliacenu na podstawie analizy danych w treści zadania nie stanowiło większego problemu.

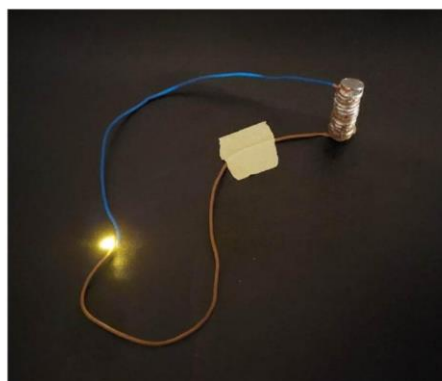
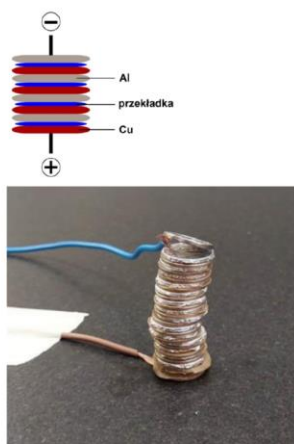
Ustalenie wzoru półstrukturalnego barwnika diazowego było celem następnego podpunktu zadania czwartego. O ile ustalenie wzoru sumarycznego nie przedstawiało większych problemów, to powodem utraty punktów było zazwyczaj podanie wzoru izomeru lub pisanie wzoru grupy hydroksylowej  $-\text{OH}$  z wiązaniem przez wodór. Kolejne przykłady dotyczyły reakcji z udziałem barwników należących do ksantofili i flawonoidów. W treści

zadania podano za każdym razem wzory półstrukturalne poszczególnych związków, co pozwoliło uczniom na zapoznanie się z budową cząsteczek barwników.

Ostatnie zadanie polegało na przygotowaniu, opracowaniu i udokumentowaniu dwóch doświadczeń dotyczących ogniów. Najczęściej uczestnicy wykonywali eksperymenty oparte na ogniwie Volty, czasami łącząc wiele ogniów w baterię. Spośród wielu ciekawe i ładnie wykonanych doświadczeń poniżej przedstawiono wybrane trzy eksperymenty:



Zuzanna Bułakowska:  
„Czas na cytrynę i ziemniaka”



Maciej Lewandowski  
„Kwaśny stos”

Maciej Lewandowski dokładnie opisał proces tworzenia stosu Volty i zbadał wpływ wilgotności układu na wartość SEM uzyskanego ogniwa. Dalej w doborze warunków eksperymentu poszedł Antoni Szufler, który przebadał i skomentował wpływ czynników takich jak elektrolit oraz materiał elektrod na SEM ogniwa.

#### doświadczenie 1: „Sposób na kryzys energetyczny?”

Celem doświadczenia było znalezienie w kuchni najlepszego elektrolitu, który z ogniwa żelazowo miedzianego będzie generował największą siłę elektromotoryczną wyrażoną w woltach. W tym celu przygotowano dwie elektrody: gwóźdź stalowy oraz drut miedziany. Do pomiaru napięcia zastosowano miernik uniwersalny. Pomiar dla każdego artykułu powtórzono trzykrotnie a następnie wyciągnięto średnią. Wyniki pomiarów przedstawiono w poniższej tabeli.

|                | Napięcie [V]    |              |               |             |
|----------------|-----------------|--------------|---------------|-------------|
|                | Pomiar pierwszy | Pomiar drugi | Pomiar trzeci | Średnia     |
| Ziemniak       | 0,48            | 0,44         | 0,47          | <b>0,46</b> |
| Jabłko         | 0,48            | 0,50         | 0,49          | <b>0,49</b> |
| Pomarańcza     | 0,48            | 0,44         | 0,47          | <b>0,46</b> |
| Kiwi           | 0,46            | 0,49         | 0,47          | <b>0,47</b> |
| Banan          | 0,44            | 0,43         | 0,42          | <b>0,43</b> |
| Ogórek kiszony | 0,32            | 0,32         | 0,32          | <b>0,32</b> |
| Woda kranowa   | 0,54            | 0,60         | 0,55          | <b>0,56</b> |
| Woda z solą    | 0,40            | 0,39         | 0,42          | <b>0,40</b> |

Po analizie uzyskanych wyników, najbardziej zaskakująca była wysoka pozycja wody kranowej oraz niskie pozycje ogórka kiszzonego i wody z solą kuchenną.

Na podstawie uzyskanych wyników można wyciągnąć wnioski, że zastosowany produkt nie miał istotnego znaczenia. Zaskakująco, tradycyjne produkty o wysokim stężeniu jonów (osolona woda, ogórek kiszony) dawały niższe napięcie w ogniwie.

#### doświadczenie 2: „Kto da więcej?”

W doświadczeniu postanowiono sprawdzić jaki wpływ na wartość siły elektromotorycznej będzie miał dobór materiałów z jakich zostały wykonane elektrody. Jako anody wykorzystano folię aluminiową, gwóźdź ocynkowany, gwóźdź stalowy, cynę lutowniczą. Jako katody: drut miedziany, srebrna bransoletka i złota obrączka mamy. Jako źródło elektrolitu wykorzystano jabłko. Wartość siły elektromotorycznej wyrażonej w V mierzono miernikiem uniwersalnym. Uzyskano następujące wyniki:

| Anoda         | Katoda | Średnie napięcie [V] |
|---------------|--------|----------------------|
| Glin          | Miedź  | 1,05                 |
| Cynk          |        | 0,90                 |
| Żelazo (stal) |        | 0,50                 |
| Cyna          |        | 0,44                 |
| Glin          | Srebro | 1,32                 |
| Cynk          |        | 1,22                 |
| Żelazo (stal) |        | 0,62                 |
| Cyna          |        | 0,56                 |
| Glin          | Złoto  | 1,21                 |
| Cynk          |        | 0,95                 |
| Żelazo (stal) |        | 0,58                 |
| Cyna          |        | 0,49                 |



Można zaobserwować, że napięcie generowane w zależności od zastosowanych materiałów z których wykonane były anody są zgodne z szeregiem napięciowym metali, tj. od glinu, przez cynk, żelazo po cynę. Dość zaskakujące może wydawać się, że zastosowanie złotej obrączki jako katody dawała niższe napięcia niż srebrna bransoletka. Wyjaśnieniem tego faktu jest najprawdopodobniej to, że srebrny przedmiot jest wykonany praktycznie z czystego metalu, a złota biżuteria jest wykonana ze stopu metali, prawdopodobnie z złota i miedzi. Inne spostrzeżenie z doświadczenia, to bardzo szybki spadek napięcia w przypadku zastosowania folii aluminiowej jako anody. Zaledwie po kilku sekundach napięcie spadało o ponad połowę. Wydaje się, że ulega ona błyskawicznemu utlenianiu.

## Etap wojewódzki

Uczniowie, którzy najlepiej poradzi sobie z zadaniami etapu powiatowego zakwalifikowali się do etapu wojewódzkiego. W poszczególnych kategoriach wiekowych było to odpowiednio 50 osób w edycji dla uczniów szkół podstawowych oraz 51 osób w edycji dla uczniów szkół ponadpodstawowych. Zmagania ostatniego – wojewódzkiego – etapu konkursu odbyły się, w odróżnieniu od etapu powiatowego stacjonarnie. W zależności od lokalizacji szkoły uczestnicy rozwiązywali zadania w Słupsku lub w Gdańsku. Na tym etapie doliczano jeszcze punkty za przygotowanie zadania dodatkowego - było to zazwyczaj przygotowanie kilku zadań konkursowych o zadanej tematyce. Zadania dodatkowe uczniowie opracowywali w domu i przesyłali w wersji elektronicznej, przez co maksymalna liczba punktów do zdobycia na tym etapie wynosiła 60. Prześledźmy zatem treści zadań, które musieli rozwiązać uczniowie podczas zmagania konkursowych (bez zadania dodatkowego).

### Etap wojewódzki – szkoła podstawowa

W etapie wojewódzkim konkursu szkół podstawowych wzięło udział 47 osób, najwyższy wynik uzyskał Maciej Stachowiak - 55/60 punktów. Uczestników witało zadanie dotyczące konfiguracji elektronowej i układu okresowego. W oparciu o położenie dwóch pierwiastków w układzie okresowym należało podać wzory ich tlenków na najwyższych stopniach utlenienia i określić charakter chemiczny, a także podać równanie reakcji między nimi. W dalszych podpunktach należało odpowiedzieć na pytania dotyczące charakteru chemicznego tlenków oraz wzorów wodorków utworzonych przez pierwiastki trzeciego okresu. Dwa ostatnie przykłady były zadaniami obliczeniowymi, w których należało ustalić wzór tlenku. Nieco problemów przysporzyło rozwiązanie jednego z podpunktów tego zadania podanego niżej. Ogólnie należy zauważyć, że pomimo zdarzających się błędów uczniowie osiągnęli najwyższe liczby punktów za prawidłowe rozwiązanie zadania pierwszego.

Pewien trójwartościowy pierwiastek tworzy tlenek, w którym tlen stanowi 14,7% masowych. Podaj symbol pierwiastka i ustal wzór tlenku.

Tematyką zadania drugiego były reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Pierwszy podpunkt tego zadania wymagał posługiwania się tablicą rozpuszczalności - należało znaleźć wzór soli, która spowoduje wytrącenie trudnorozpuszczalnego siarczanu(VI):

Roztwór A zawiera roztwory azotanu(V) sodu, siarczanu(VI) potasu oraz chlorku magnezu. Korzystając z tablicy rozpuszczalności zaproponuj roztwór soli, który należy dodać do roztworu A w celu wytrącenia jonów siarczanowych(VI) w postaci osadu.

Wzór soli: .....

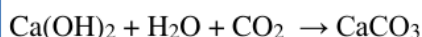
Zapisz równanie reakcji wytrącenia osadu w postaci cząsteczkowej:

Kolejno w zadaniu drugim należało wskazać wzór tlenku amfoterycznego oraz podać wzory produktów reakcji z kwasem i zasadą. Sporadycznie zdarzały się błędne odpowiedzi, zazwyczaj problem pojawiał się z nazwami hydroksokompleksów. Wodorosole oraz ich reakcje stanowiły treść dwóch kolejnych podpunktów. Po ułożeniu równania reakcji kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem potasu w stosunku molowym 1:1 należało rozwiązać zadanie na temat wodorowęglanu wapnia. Poniżej przytoczony fragment zadania drugiego stanowił najtrudniejszą jego część. Część zdających nie podjęła nawet próby rozwiązania tego



zadania pomimo umieszczenia w treści zadania wszystkich danych niezbędnych do jego rozwiązania.

Reakcja CO<sub>2</sub> z wodą wapienną powoduje zmętnienie roztworu z powodu wytrącania się osadu:



Powstający osad węglanu wapnia ulega rozтворzeniu wskutek reakcji z kolejną porcją tlenku węgla(IV):



Oblicz objętość tlenku węgla(IV) w przeliczeniu na warunki normalne, która przepuszczona przez 1 dm<sup>3</sup> wody wapiennej (0,2 % roztwór wodorotlenku wapnia w wodzie) spowoduje wytrącenie, a następnie całkowite rozтворzenie osadu. Przyjmij, że gęstość wody wapiennej wynosi 1g/cm<sup>3</sup>.

Pamiętaj, że wodorotlenek wapnia reaguje z tlenkiem węgla(IV) w stosunku molowym 1:2.

Zadanie trzecie sprawdzało wiedzę uczniów na temat azotu i jego związków. Oprócz dobrze znanych właściwości azotu oraz tlenku azotu(I) uczniowie zapoznali się z pojęciem rodnika, czyli cząsteczki zawierającej niesparowany elektron. Należało wskazać wzory rodników:

Niektóre cząsteczki posiadają nieparzystą liczbę elektronów, co oznacza że posiadają niesparowany elektron. Takie cząsteczki nazywamy rodnikami.

Wskaż wzory rodników spośród poniższej listy

NO    N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>    NO<sub>2</sub>    N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

Kolejny przykład także wymagał użycia informacji wprowadzającej. W oparciu o informacje dotyczące budowy cząsteczki hydrazyny należało narysować wzór elektronowy jej cząsteczki.

Wiązanie chemiczne pomiędzy atomami dwóch niemetalu ma charakter kowalencyjny lub kowalencyjny spolaryzowany. Zaznacza się jako kreskę przedstawiającą parę elektronową będącą we wspólnym użyciu przez obydwu atomy. Cząsteczka hydrazyny N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> posiada pojedyncze wiązanie między atomami azotu. Narysuj wzór elektronowy cząsteczki hydrazyny wiedząc, że każdy atom azotu tworzy wiązania z dwoma atomami wodoru. Pamiętaj o wolnych parach elektronowych.

Zadania dotyczące azotu nie stanowiły większego problemu dla uczniów. Trudnym dla niektórych uczniów było uzgodnienie równania reakcji rozkładu oktanitrokubanu (w treści zadania podano wzór tej substancji o właściwościach wybuchowych) i obliczenie objętości wydzielonego ditlenku węgla.

Uczestnikom konkursu dobrze rozwiązywało się zadanie czwarte, dotyczące cynku. Było to drugie zadanie pod względem ilości uzyskanych punktów przez uczniów. Pytania zamieszczone w podpunktach do tego zadania nie były jednak łatwe i pokrywały spory zakres zagadnień, poczynając od reakcji z udziałem wodorosoli poprzez chemograf. Celem jednego z

zadań było kształtowanie umiejętności formułowania wniosków w oparciu o właściwości chemiczne wodorotlenku cynku. Pytanie dotyczyło reakcji chlorku cynku z wodorotlenkiem sodu (reakcja 3).

Uczeń wykonując reakcję (3) dodał nadmiar wodorotlenku sodu. Oceń, czy to postępowanie pozwoliło na całkowite wytrącenie osadu? Odpowiedź uzasadnij odwołując się do charakteru chemicznego wodorotlenku cynku.

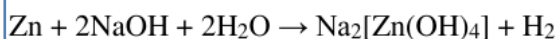
Ocena: .....

Uzasadnienie: .....

Zadania tego typu spełniają dwojaką rolę: po pierwsze pozwalają na przypomnienie właściwości chemicznych substancji oraz wynikających z nich obserwacji, a po drugie zapoznają ucznia z typową formą zadań egzaminacyjnych.

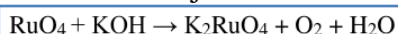
Jedno z trudniejszych zadań wymagało przeprowadzenia rachunków. Nie sprawiało ono jednak większych problemów - punktem wyjścia było uzgodnione równanie reakcji chemicznej:

Metaliczny cynk reaguje z roztworem wodorotlenku sodu zgodnie z równaniem reakcji:



Oblicz objętość wodoru wydzielonego w reakcji 9g cynku z 200 cm<sup>3</sup> roztworu NaOH o stężeniu 1,5 mol/dm<sup>3</sup>.

Ostatnie z zadań tego etapu dotyczyło utleniaczy. To zadanie zostało przez uczniów rozwiązane najslabiej, chociaż wpływ na uzyskane wyniki może mieć także umiejscowienie tego zadania na końcu arkusza zadań. Na rozgrzewkę należało podać równanie reakcji rozkładu nadtlenu wodoru, z czym większość uczniów poradziła sobie bezproblemowo. Uzgodnienie równania reakcji



nie sprawiało większego problemu, o ile zachowana została właściwa forma zapisu - w kolejnym podpunkcie zadania piątego należało użyć bilansu elektronowego, a więc użyć stopni utlenienia. O ile nazwa tlenku rutenu(VIII) została podana, to obliczenie poprawnego +VI stopnia utlenienia rutenu w produkcie nie stanowiło dla uczniów większych problemów. Zasadniczą przyczyną utraty punktów była jednak niewłaściwa, czyli jonowa forma zapisu równań półkowych.

Kolejne trzy podpunkty wymagały rozwiązania zadań rachunkowych. Pomimo podania uzgodnionych równań reakcji część zdających nie podjęła próby rozwiązań. Błędy pojawiające się w przedstawionych przez uczniów rozwiązaniach dotyczyły zazwyczaj błędnej interpretacji równania reakcji podanego w treści zadania.

### **Etap wojewódzki – szkoły ponadpodstawowe**

Uczniowie szkół ponadpodstawowych na etapie wojewódzkim mieli do rozwiązania pięć zadań. Spośród 42 uczestników najwyższy wynik - 53 punkty osiągnął Maciej Lewandowski. W ramach pierwszego zadania należało wykazać się znajomością sposobów wyrażania stężeń roztworów. Przeliczanie stężeń między stężeniem procentowym, molowym i

rozpuszczalnością nie stanowiło zasadniczej trudności dla uczniów. Pojawiające się problemy polegały na niewłaściwym zastosowaniu definicji - najczęściej uczniowie mylili rozpuszczalność ze stężeniem procentowym. Czasami problemy pojawiały się na etapie zaokrąglania wyniku końcowego - należy zwrócić uwagę uczniów na ten aspekt zadań rachunkowych, ponieważ według kryteriów oceniania egzaminu maturalnego podanie innej niż żądana dokładności wyniku powoduje utratę jednego punktu. Pewną nowością było stężenie molalne:

Wodne roztwory substancji stałych (elektrolitów i nieelektrolitów) posiadają temperatury krzepnięcia poniżej  $0^{\circ}\text{C}$  oraz temperatury wrzenia powyżej  $100^{\circ}\text{C}$ . Efekt obniżenia

temperatury krzepnięcia (efekt krioskopowy) oraz podwyższenie temperatury wrzenia (efekt ebulioskopowy) takiego roztworu jest proporcjonalny od *stężenia molalnego* wyrażanego poprzez liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 kg rozpuszczalnika.

Roztwór chlorku sodu o stężeniu 23,3% zamarza w temperaturze  $-21^{\circ}\text{C}$ . Oblicz stężenie molalne tego roztworu w jednostkach [mol NaCl / 1 kg wody].

Zadania dotyczące roztworów były w zdecydowanej większości rozwiązywane poprawnie. Podobnie w zadaniu drugim, które dotyczyło dwóch ważnych niemetalii: boru i krzemu. Uczniowie potrafili poprawnie zbilansować równania procesów chemicznych z udziałem związków o złożonej budowie.

Bor tworzy liczne aniony o złożonej budowie. Przykładem soli zawierającej bor jest „boraks”  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Jedną z jego pochodnych o wzorze  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ , nosi nazwę „perboraks” i jest stosowana jako środek wybielający do prania.

Ułóż równanie otrzymywania „perboraksu” z kwasu borowego i nadtlenku sodu w roztworze wodnym.

Uczestnicy etapu wojewódzkiego bardzo dobrze poradzi sobie z całą serią zadań opartych na informacji wprowadzającej, które dotyczyły grup związków nieomawianych w szkole. Nieco więcej błędów pojawiło się w rozwiązaniach do kolejnych zadań dotyczących kwasów. Zagadnienie kwasowości jest jednym z kluczowych aspektów właściwości chemicznych pozwalających na przewidywanie reaktywności poszczególnych związków chemicznych.

Wstępem do analizy właściwości kwasowo-zasadowych związków chemicznych były pierwsze dwa podpunkty zadania trzeciego, gdzie w oparciu o budowę cząsteczki kwasu należało porównać względną moc kwasów oraz narysować wzór cząsteczki kwasu metanosulfanowego. Pomimo podania cech budowy tego związku chemicznego część uczniów zrezygnowała z próby rozwiązania tego zadania. Dość typowe zadanie, będące kolejnym podpunktem tego zadania, okazało się jednym z trudniejszych do rozwiązania, a przecież zadania dotyczące równowag w roztworach wodnych stanowią niemal obowiązkowy element egzaminu maturalnego.

Roztwór kwasu 3,5-dinitrobenzoesowego ( $pK_a = 2,824$ ) posiada  $pH = 3,86$ . Oblicz wartość stopnia dysocjacji kwasu w tym roztworze.

Spora część uczniów założyła błędnie, że stopień dysocjacji będzie mniejszy od 5%, co powodowało błąd metody. Niewielkie problemy pojawiały się na etapie wyliczania wartości stężenia jonów wodoru oraz wartości stałej dysocjacji na podstawie wartości ujemnych logarytmów. Operacja odwrotna do logarytmowania nie powinna stanowić problemu, zwłaszcza biorąc pod uwagę, że wiele danych (np. w tablicach maturalnych 2023) jest obecnie podawanych w takiej postaci. Niektórzy uczestnicy zatrzymywali się na etapie końcowym zbliżając się do poprawnej wartości stopnia dysocjacji ponad 90%. Należy pamiętać, że stopień dysocjacji słabego elektrolitu wzrasta z rozcieńczeniem roztworu. W tym przypadku mieliśmy do czynienia z dość rozcieńczonym roztworem nie za bardzo słabego kwasu.

Kolejny fragment zadania trzeciego dotyczył porównania mocy kwasów i planowania eksperymentów. Warto zwrócić uwagę na takie przykłady, ponieważ często pojawiały się na maturze:

Do roztworu pewnej soli dodano roztwór kwasu solnego i zaobserwowano wydzielanie bezbarwnego gazu, nie pojawił się przy tym żaden osad.

Wskaż, która z poniżej wymienionych soli mogła znajdować się w roztworze:

|     |                   |                                |                   |
|-----|-------------------|--------------------------------|-------------------|
| NaI | AgNO <sub>3</sub> | K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> | MgSO <sub>4</sub> |
|-----|-------------------|--------------------------------|-------------------|

Wzór soli: .....

Zapisz równanie zachodzącej reakcji w postaci jonowej skróconej

Pojawiającym się błędem było tutaj wybranie jodku i to pomimo faktu, że zdający mogli korzystać z tablic maturalnych, w których umieszczono stałe dysocjacji HCl i HI. Wielu uczniów zapomniało także o bardzo dobrej rozpuszczalności fluorowcowodorów w wodzie, niezależnie od mocy powstającego kwasu.

Ostatni podpunkt tego zadania wymagał doboru odpowiedniego wskaźnika do wyznaczenia punktu równoważnikowego miareczkowania słabej zasady mocnym kwasem. Część uczestników nie zwróciła uwagi na odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym, który ze względu na hydrolizę powstającej soli będzie kwasowy. Z drugiej strony wartość zmiany pH (określana jako „skok pH”) w punkcie równoważnikowym będzie wyraźnie mniejsza niż w przypadku miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą. Dobór właściwego wskaźnika wymaga zatem uwzględnienia faktu, że zakres zmiany barwy wskaźnika powinien przypadać możliwie najbliżej PR.

Rozwiązanie poszczególnych podpunktów czwartego zadania, które było poświęcone pierwiastkom bloku d, stanowiło największą trudność dla uczestników etapu wojewódzkiego. Część zadań wymagała ustalenia wzoru związków chemicznych. Niektórzy uczniowie nie podjęli nawet próby rozwiązania tego typu zadań.



Ustal symbol pierwiastka M, wiedząc że należy on do bloku d i posiada x elektronów walencyjnych. Liczba atomowa tego pierwiastka spełnia zależność  $Z = 8x + 5$

Symbol pierwiastka: .....

Ustal wzór soli składającej się z jonów potasu i anionu złożonego (kompleksowego). W skład anionu wchodzi jeden atom pierwiastka M oraz pewna liczba atomów chloru. Zawartość M w soli wynosi 36,8% masowych. Stosunek masowy K:Cl w soli wynosi 1/1,82.

Podobna sytuacja wystąpiła w sporej części prac przy rozwiązywaniu zadania o treści podanej poniżej.

Chlorek wanadu(III) reaguje z cyjankiem potasu o wzorze KCN w stosunku masowym 1/2,48 dając związek kompleksowy zawierający jako ligandy wyłącznie aniony  $\text{CN}^-$ . Drugim produktem reakcji jest chlorek potasu. Ustal wzór związku kompleksowego wiedząc, że w trakcie reakcji nie zachodzi zmiana stopni utlenienia atomów. Przedstaw obliczenia.

Stosunkowo dobrze poradzono sobie z zadaniami dotyczącymi równań redoks z udziałem związków pierwiastków bloku d. Zarówno uzgodnienie równania redoks metodą bilansu elektronowego, jak też określenie kierunku zachodzenia reakcji na podstawie reguły zegara nie stanowiły problemu dla uczestników konkursu. Niektórzy uczniowie mieli jednak wątpliwości w sprawie liczby elektronów walencyjnych żelaza na dość „egzotycznym” stopniach utlenienia:  $-II$  (10 elektronów) oraz  $+VI$  (2 elektrony). Część uczniów nie zauważyła, że wystarczyło po prostu dodać lub odjąć odpowiednią liczbę elektronów od ośmiu - czyli liczby elektronów walencyjnych atomu żelaza. Jest to przykład zadania, gdzie w dość niespodziewany sposób zdający utracili aż dwa punkty.

Chemia organiczna na konkursie dla szkół średnich była reprezentowana tylko na etapie wojewódzkim w postaci jednego zadania. Pytania nie cechowały się wysokim stopniem złożoności, jednak w wielu arkuszach pozostały nierozwiązane, przypuszczalnie z powodu braku czasu. Położenie na końcu arkusza spowodowało, że dość duża część zdających źle rozplanowała pracę, co doprowadziło do utraty sporej liczby punktów. Z drugiej strony, chemia organiczna w liceum jest realizowana zazwyczaj w trzeciej klasie, przez co część uczniów nie znała tych zagadnień w momencie pisania konkursu.

Podpunkt A dotyczył równania reakcji Kuczerowa zachodzącej z udziałem propynu. Pomimo podkreślenia w treści zadania, że chodzi o najbardziej stabilny, końcowy produkt reakcji, spora liczba uczestników kończyła na etapie enolu, zamiast podać wzór ketonu. Zagadnieniom chiralności był poświęcony kolejny podpunkt, gdzie trzeba było podać wzór chiralnego alkoholu nasyconego monohydroksylowego o czterech atomach węgla. W celu wyrównania szans uczniów w treści wprowadzającej podano tekst dotyczący asymetrycznego atomu węgla. Większość zdających podała wzór butan-2-olu bez większych problemów. Podobnie w kolejnej części zadania piątego, gdzie należało podać wyłącznie równanie procesu redukcji kwasu octowego do etanolu. Obydwa związki są bardzo dobrze znane uczniom szkół średnich. Rzadko pojawiające się błędy dotyczyły zazwyczaj brak elektronów w równaniu półkrowym redukcji. W przedostatniej części zadania piątego należało podać wzory półstrukturalne dowolnych dwóch izomerów kwasu octowego. Podawano różne produkty, zazwyczaj był to mrówczan metylu lub hydroksyetanal. Klasycznym zadaniem sprawdzającym

znajomość reaktywności związków organicznych był ostatni podpunkt, gdzie trzeba było zastosować regułę Zajcewa.

Zapisz równanie eliminacji cząsteczki HCl z 2-chloro-2-metylobutanu prowadzącej do otrzymania produktu głównego:

Podsumowując tegoroczną edycję konkursu „Zdolni z Pomorza” należy stwierdzić, że wzorem lat ubiegłych uczestnicy zaprezentowali wysoki poziom przygotowania oraz dużą sprawność w rozwiązywaniu zadań. Co ważne, również zadania niestandardowe, wymagające nieszablonowego podejścia były przez nich poprawnie rozwiązywane. Pozwala to z optymizmem patrzeć na osiągnięcia następnych roczników *Zdolnych z Pomorza* na kolejnych konkursach, które odbędą się w przyszłych latach.

### **Elżbieta Korzeniak**

Ekspert w zakresie chemii Pomorskiej Ligi Zadaniowej *Zdolni z Pomorza*. Egzaminator maturalny z chemii. Krakowski Nauczyciel z Pasją, Medal im. Zofii Matysikowej w 2022 roku Nauczyciel XLIV LO w Krakowie. Autorka zadań dla WSiP, GWO, Zamkor, OKE Kraków. Prowadzi cykl zajęć z chemii dla Uniwersytetu Dziecięcego.