

Reakcje redoks
– metody bilansowania

CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

Chemia

w Szkole

Nr 5
wrzesień/październik 2018
336 (LXIV) indeks 354562
CENA 25,00 zł
(w tym 5% VAT)

Doświadczenie
z piperyną

Metoda CLIL
w nauczaniu chemii

Zadania:

- Laboratoryjne z 64. Krajowej Olimpiady Chemicznej
- Dla szkół podstawowych – Kwasy
- XXVI edycja Konkursu Chemicznego Politechniki Śląskiej

Prosta metoda wykrywania krwi



e-wydanie
specjalne

CIĄSIENNIK DLA NAUCZYCIELI
Chemia
w Szkole

ISSN 0411-8634 Nr 1/2018
CENA 15,00 zł (w tym 23% VAT)



Laboratorium chemiczne

Wybór artykułów z najciekawszymi eksperymentami opisywanymi w „Chemii w Szkole” w latach 2015–2017

Wydanie specjalne
w wersji elektronicznej
(plik PDF)

Tylko 15 zł!

Każdy może eksperymentować!

Dowiedz się:

- Jak otrzymać metaliczne, a jak chemiczne rośliny?
- Co i jak można zrobić z piasku.
- Jak wyhodować chemicznego węża?
- Czy zielona herbata może świecić?
- Do czego chemikowi przydaje się aspiryna?

Formularz zamówienia na: www.aspress.com.pl/specjalne/



Szanowni Państwo

Początek nowego roku szkolnego i reforma systemu edukacji, jak można było się spodziewać, sprowokowały kolejne gorące dyskusje o programach nauczania w ogóle i każdego przedmiotu z osobna. W przeszłości zastrzeżenia do programu nauczania chemii dotyczyły często nadmiernej ilości faktograficznego, pamięciowego materiału, przy ograniczonych możliwościach wyjaśnienia omawianych zjawisk i procesów. Na chłodną ocenę nowych programów trzeba będzie poczekać, ponieważ ostateczna ich weryfikacja dokonuje się w praktyce. Żadna koncepcja programowa nie zmieni jednak tego, że chemia jest nauką ścisłą i w toku jej nauczania trzeba odwoływać się także do teoretycznych, matematycznych rozważań. Jako nauczyciel akademicki wyraźnie jednak dostrzegam postępujące od kilkunastu lat obniżenie kompetencji studentów I roku (i w konsekwencji późniejszych lat studiów) w tym zakresie. Ujawniają to nie tylko prace egzaminacyjne, ale także to, iż studenci z puli oferowanych im przedmiotów ponadobowiązkowych wybierają coraz częściej te, które nie zawierają zaawansowanego formalizmu teoretycznego. To bardzo niepokojąca tendencja i miejmy nadzieję, że nowe programy nauczania ją w niedalekiej przyszłości odwrócą.

W niniejszym numerze matematyczne aspekty uzgadniania równań reakcji redoks podejmują w kolejnym artykule doświadczeni nauczyciele akademicy – p. dr Mariusz Łukaszewski i p. dr Iwona Paleska. Ponadto numer ten obfituje w zestawienia zadań na różnych poziomach trudności. Do uczniów szkół podstawowych adresowana jest kolejna porcja zadań Autorów z Gliwic, dotycząca tym razem substancji kwasowych. Również z Gliwic wywodzi się zespół Autorów, który przedstawia wybór zadań z XXVI Konkursu Chemicznego Politechniki Śląskiej. Interesujące może być ich porównanie z zadaniami 64. Krajowej Olimpiady Chemicznej, których publikację kończymy w tym numerze problemami laboratoryjnymi z finałowego etapu. Zamieszczamy również sprawozdania z przebiegu zarówno tej, jak i 50. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej.

A co z ciekawymi doświadczeniami? Oczywiście o nich nie zapomnieliśmy. Pan mgr Marek Ples tym razem zapozna Państwa z mało zapewne znaną, a wizualnie efektowną metodą Kastle-Meyera wykrywania krwi, a pan mgr inż. Andrzej Günther opisuje, jak z pieprzu czarnego otrzymać ważny związek – piperynę.

Na koniec do Czytelników zainteresowanych metodami nauczania chemii adresujemy opracowanie p. dr. M. Chrzanowskiego i p. dr A. Sipskiej o prowadzeniu zajęć z chemii w języku obcym, określanym jako metoda CLIL, która to tematyka w innym ujęciu gościła niedawno na łamach naszego czasopisma.

Życzę Państwu przyjemnej lektury.



11 Piperyna z pieprzu czarnego | Andrzej Günther

Nauka i technika

4 Ciekawostki | Marek Orlik

6 Śledztwo – prosta metoda wykrywania obecności krwi | Marek Ples



Metodyka i praktyka szkolna

32 Bilansowanie równań reakcji redoks – część 2

| Mariusz Łukaszewski, Iwona Paleska

40 Zadania z chemii dla szkół podstawowych. Część IV. Kwasy.

| Ewa Trybalska, Zbigniew Gawron, Ewa Mączko, Zofia Brol, Maria Gogołowicz, Ewelina Szewczyk, Dominika Sadowska, Michał Kwiatkowski, Alicja Gierlotka, Katarzyna Czaplą



47 Metoda CLIL w nauczaniu chemii - inspiracją do prowadzenia zajęć z chemii w języku obcym | Marcin M. Chrzanowski, Agnieszka Sipska

Olimpiady i konkursy

14 XXVI konkurs Chemiczny Politechniki Śląskiej

| Tomasz Krawczyk, Mariusz Zalewski, Maciej Gonet

19 64. Krajowa Olimpiada Chemiczna. Etap III. Zadania laboratoryjne.

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

24 Sprawozdanie Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej z 64. Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym 2017/2018

28 Sprawozdanie z 50. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej w Bratysławie (Słowacja) i Pradze (Republika Czeska) | Marek Orlik, Janusz Stepiński



Nagroda Nobla z chemii 2018

3 października Szwedzka Akademia Nauk wyróżniła Nagrodą Nobla z chemii troje badaczy: Frances H. Arnold z California Institute of Technology (Pasadena, USA), której przyznano połowę nagrody. Drugą połowę podzieliła się: George P. Smith z University of Missouri (Columbia, USA) i Gregory P. Winter z MRC Laboratory of Molecular Biology (Cambridge, Wlk. Brytania) [1, 2]. W ten sposób zostały docenione zasługi tych uczonych w dziedzinie kontrolowanej ewolucji prowadzącej do wytwarzania enzymów, służących jako biokatalizatory do produkcji leków i biopaliw. Badacze inspirowali się przy tym zasadami ewolucji w przyrodzie, której cechą jest genetyczna zmienność i selekcja, prowadząca do wytwarzania białek, zapewniających różnorodność form życia.

Frances H. Arnold przeprowadziła w 1993 roku pierwszą kontrolowaną ewolucję enzymów, którą to metodę później zoptymalizowała i uczyniła ją rutynowym sposobem postępowania otrzymywania nowych biokatalizatorów. Dzięki temu możliwe jest otrzymywanie, w sposób przyjazny środowisku, wielu substancji chemicznych, w tym leków i paliw odnawialnych.

George P. Smith w roku 1985 opracował znakomitą metodę tzw.



© Niklas Elmehed, © Nobel Media

Frances H. Arnold



© Niklas Elmehed, © Nobel Media

George P. Smith



© Niklas Elmehed, © Nobel Media

Sir Gregory P. Winter

fagowej ekspresji peptydów (*phage display*), dzięki której bakteriofag – wirus infekujący bakterię – mógł zostać wykorzystany do otrzymania nowego białka. Gregory P. Winter zastosował tę metodę do przeprowadzenia kontrolowanej ewolucji przeciwciał w celu stworzenia możliwości otrzymywania nowych leków. Pierwsza otrzymana tą drogą substancja, o nazwie Adalimumab, została zatwierdzona w roku 2002 jako immunosupresyjny lek przeciwko artretyzmowi, łuszczycy i stanom zapalnym jelit. Kolejne przeciwciała wytwarzane w ten sposób są zdolne do neutralizowania toksyn, przeciwdziałają

chorobom autoimmunologicznym i przerzutom nowotworów.

Należy podkreślić, że prace tegorocznych noblistów stanowią zaledwie początek wyznaczonej przez nich drogi, polegającej na przejściu od przyrody zasad ewolucji i uzyskaniu nad nią kontroli dla uzyskania pożądanych efektów. Można sądzić, że dalszy rozwój tej metody przyniesie ludzkości wiele korzyści, których ogromne znaczenie i zakres trudno dziś jeszcze sobie wyobrazić.

[1] <https://www.focus.pl/artykul/nobel-2018-ewolucja-kontrolowana-ktora-da-nam-nowe-leki>

[2] <https://www.nobelprize.org/uploads/2018/10/press-chemistry2018.pdf>

IgNoble 2018

13 września na Uniwersytecie Harvarda odbyła się coroczna ceremonia wręczenia IgNobli, zwanych także potocznie, choć nieco niesprawiedliwie – Antynoblami, ponieważ wyróżniane są nie absurdalne prace, lecz takie, które „początkowo wzbudzają śmiech, ale potem skłaniają do myślenia” [1, 2]. Nawet prestiżowe czasopismo „Nature” wypowiedziało się pozytywnie o tym przedsięwzięciu: „The Ig Nobel awards are arguably the highlight of the scientific calendar” [1]. Laureaci otrzymują dyplom i bilion dolarów Zimbabwie, co z powodu szalejącej niedawno w tym kraju inflacji trudno nazwać fortuną. Tegoroczną uroczystość uświetniło swoją obecnością aż 7 laureatów Nagrody Nobla, w tym chemik Martin Chalfie, nagrodzony w 2008 roku jako współtwórca białka zielonej fluorescencji.

Wyróżnienie w dziedzinie chemii uzyskało trzech portugalskich badaczy, którzy dowiedli, iż usuwanie brudu z powierzchni za pomocą śliny jest jak najbardziej uzasadnione, bo dokonuje się z udziałem obecnego w niej enzymu – amylazy ślinowej [3]. Z pokrewnej chemii problematyki odżywiania warto wskazać pracę dowodzącą, że ludzkie mięso jest na tyle mało kaloryczne, że kanibalizm jest nie tylko nie do przyjęcia, ale także (na szczęście) niepraktyczny. W aspekcie ilościowym ukazał to przekonująco autor tych pocieszających badań, antropolog James Cole z brytyjskiego Uniwersytetu w Brighton [4], dowodząc, że plemię kanibali składające się z 25 członków musiałoby, dla zaspokojenia głodu, spożywać codziennie aż 3 osoby.

Odwołując się dalej do tej niekonwencjonalnej pracy warto wskazać,

że różne części ciała homo sapiens nie są jednakowo kaloryczne – najlepiej pod tym względem wypada udo (10 tys. kcal), a najstąbiej nerki (zaledwie 412 kcal), co ma oczywiście niktę znaczenie dla kanibalizmu realizowanego w celach rytualnych. W dziedzinie edukacji medycznej wyróżnienie zdobył japoński lekarz, który z podziwu godnym heroizmem wykonał na sobie aż trzykrotnie kolonoskopię w oryginalnej jak na to badanie pozycji siedzącej, jednocześnie wskazując ją jako alternatywną do przyjmowanej zwykle pozycji leżącej i przyznając się zarazem do różnych doznań i stopnia dyskomfortu w kolejnych trzech auto-zabiegach.

W dziedzinie medycyny praktycznej dwaj amerykańscy uczeni, w pracy opublikowanej w „The Journal of the American Osteopathic Association” zapewne słusznie wykazali, że

usuwaniu kamieni nerkowych sprzyja przejazd kolejką górską (rollercoasterem) w parku rozrywki, o ile średnica kamieni nie przekracza 5 mm, co z pewnością wymagało wnikliwych badań. W ważnej dziedzinie – medycynie reprodukcyjnej – amerykańscy lekarze doczekali się wreszcie (po prawie 40 latach!) wyróżnienia za niekonwencjonalne i nieinwazyjne zastosowanie znaczków pocztowych w badaniu ważnego aspektu zdolności reprodukcyjnych męskich przedstawicieli homo sapiens [5]. Jest to jeszcze jeden dowód na to, że mimo rozwoju korespondencji elektronicznej absolutnie nie należy rezygnować z drukowania tradycyjnych znaczków pocztowych, bo może to negatywnie wpłynąć na diagnostykę we wskazanym zakresie.

Ze względu na to, że Nagrody Nobla ostatnio przyznawane są często za problematykę z pogranicza chemii i biologii, warto wspomnieć o IgNoblu w tej ostatniej dziedzinie. Potężny międzynarodowy zespół badaczy, w pracy o jednoznacznym tytule „Zapach muchy” [6] opisał muszkę owocową, która – dostawszy się w ilości już jednej sztuki do wina – pogarsza jego smak (co na przykładzie pinot blanc wykazało 8 kiperów). Muszka ta musi być przy tym samica, a przyczyną jej negatywnego wpływu na smak wina jest wydzielanie przez nią feromonów (wystarczy 1 ng) w celu zwabienia męskiego partnera.

Z pozostałych IgNobli warto wspomnieć o wyróżnieniu w dziedzinie antropologii, przyznanym zespołowi szwedzkich badaczy za wykazanie, że szympansy w zoo naśladują lu-

dzi równie chętnie jak ludzie małpują szympansy, co skłania do postawienia hipotezy, że zoo znajduje się tak naprawdę po obu stronach bariery. Niewątpliwie duże znaczenie praktyczne może mieć także wyróżnienie z ekonomii, rozumianej tu jako optymalne zarządzanie firmą, w której pracownik nie cierpi swojego szefa, a nie mając odwagi wziąć na nim odwetu i tłumiąc w sobie negatywne emocje, staje się mniej wydajny i przez to także negatywnie wpływa na otoczenie. Genialnym rozwiązaniem tego poważnego i zapewne często spotykanego problemu, opublikowanym w „The Leadership Quarterly” [7] jest umieszczenie w biurze... laleczki voodoo, przedstawiającej właśnie... szefa, na której gnębieni pracownicy mogliby się wyżywać, dokonując rytuałów zemsty. W opracowaniu [2] słusznie wskazano, że podobną rolę pełni zdjęcie szefa, do którego rzuca się lotkami. Jednak laleczka voodoo niewątpliwie oferuje więcej możliwości twórczego działania w omawianym zakresie, wzbogacając je o element egzotyki i mrocznej magii rodem z Haiti i południowych stanów USA. Pomysł badaczy z Wyższej Szkoły Biznesu i Ekonomii Lazaridis na Uniwersytecie Wilfrid Laurier w Ontario w Kanadzie, poparty analizą teoretycznych i praktycznych aspektów podjętego zagadnienia, zostanie więc zapewne przyjęty z wdzięcznością w wielu biznesowych korporacjach, i nie tylko w nich.

Na koniec wspomnijmy o nagrodzie IgNobla w dziedzinie literatury, dowodzącej zarazem, iż możliwe jest

jej uzyskanie przez osoby z uczelni politechnicznej – australijskiego Queensland University of Technology. W pracy opublikowanej w „Interacting with Computers” [8] badacze dowodzą, że większość użytkowników skomplikowanych urządzeń nie wykorzystuje w pełni ich możliwości z tego powodu, że nie czyta instrukcji obsługi. Przyczyną tego zjawiska ujęta jest w formę sentencji, której nie wypada tłumaczyć dosłownie, a która w złagodzonej formie [2] brzmi: „życie jest za krótkie, aby czytać popaprane manuale”. Zgodnie z powyższym odkrywczym opracowaniem mają tę dewizę hołdować głównie młodzi mężczyźni, co budzi pewne wątpliwości u niżej podpisanego, który istotnie zauważył u siebie niechęć do przedzierania się przez opasłe instrukcje obsługi, jednak przeciwnie – narastającą z wiekiem...

[1] <https://www.improbable.com/ig/2018/>

[2] <http://wyborcza.pl/7,75400,23913614,kto-w-tym-roku-dostal-ig-nobla.html>

[3] P. M. S. Romão et al.: Human saliva as a cleaning agent for dirty surfaces, *Studies in Conservation*, 35:3, 153 - 155, DOI: 10.1179/sic.1990.35.3.153 <https://www.tandfonline.com/doi/abs/10.1179/sic.1990.35.3.153>

[4] J. Cole: Assessing the calorific significance of episodes of human cannibalism in the Palaeolithic, *Nature*, *Scientific Reports* volume7, Article number: 44707 (2017)

[5] N. M. Barry et al. Nocturnal penile tumescence monitoring with stamps, *Urology*, Vol. 15 (1980), pp. 171-172

[6] P. G. Becher et al.: The Scent of the Fly, *Journal of Chemical Ecology*, May 2018, Volume 44, Issue 5, pp 431-435

[7] L. H. Liang, Righting a wrong: Retaliation on a voodoo doll symbolizing an abusive supervisor restores justice, *The Leadership Quarterly*, Volume 29, Issue 4, August 2018, Pages 443-456

[8] A. L. Blackler et al. Life Is Too Short to RTFM: How Users Relate to Documentation and Excess Features in Consumer Products, *Interacting with Computers*, Volume 28, Issue 1, 1 January 2016, Pages 27-46

Oprac. Marek Orlik, Fot. Fotolia

Kiedy pić kawę?

Kawa zawiera m.in. kwas chlorogenowy, kwas kawowy oraz chinowy. To tzw. antyoksydanty, czyli naturalne przeciwutleniacze, które „wymiatają” z organizmu wolne rodniki. To sprawia, że wolniej się starzejemy, nasze komórki mogą prawidłowo funkcjonować, a ludzie są mniej narażone na rozwój np. komórek nowotworowych.

„Mała czarna” zawiera w sobie także niewielkie ilości niektórych witamin np. B3, B5 czy niacynę. Kawa to również niewielkie źródło magnezu, potasu oraz cynku. Niestety zawiera ona również nikiel, który jest pierwiastkiem silnie alergizującym. Warto pamiętać, że w kawie rozpuszczalnej jest go więcej.

Podobnie jak kwasu szczawiowego, który jest substancją antyodżywczą i w naszej diecie powinno go być jak najmniej.

Kawa ma bardzo niskie pH (posiada odczyn kwasowy). Wypita na czczo bardzo pobudza wydzielania kwasu solnego w żołądku, może więc sprzyjać



powstawianiu wrzodów żołądka i zastrzać objawy choroby refluksowej.

Warto pamiętać o tym, iż w naszym organizmie wytwarza się hormon zwany kortyzolem, który wywiera wpływ na metabolizm i nazywany jest hormonem stresu. Kortyzol pobudza do działania, sprzyja koncentracji i sprawia, że nie jesteśmy senni. Można więc powiedzieć, że działa podobnie do kofeiny.

Kortyzol wytwarza się w naszym organizmie trzy razy w ciągu dnia – między godzinami 8-9, 12-13 i 17-18 i dobrze byłoby, żebyśmy nie dawali wówczas swojemu organizmowi dodatkowej dawki kofeiny. Zatem to są pory dnia, w których kawy raczej powinniśmy unikać.

Na podstawie
– PAP – Nauka w Polsce

Śledztwo

prosta metoda wykrywania obecności krwi

Marek Ples

Kryminalistykę definiuje się najczęściej jako swoistą naukę o zasadach i sposobach rozpoznawania (wykrywania) pewnych zjawisk społecznych o negatywnym charakterze, a w szczególności przestępstw i ich sprawców. W kręgu zainteresowań kryminalistyki znajdują się też oczywiście techniczne metody i środki pozwalające na potwierdzenie istnienia związku – lub jego braku – między osobami a zdarzeniami [1].

Za początki współczesnej kryminalistyki należy uznać działania sięgające XIX wieku. Dziedzina ta z założenia od swego zarania była ściśle powiązana z innymi gałęziami wiedzy, między innymi z kryminologią i medycyną – co spowodowało także wyodrębnienie się działu nauk nazywanego dziś medycyną sądową. Wielkie zasługi rozwojowi kryminalistyki oddał Alphonse Bertillon – francuski funkcjonariusz policji, a zarazem uczonek. Wprowadził do działań śledczych metodologię naukową i jest dziś znany głównie jako twórca obiektywnych metod identyfikacji człowieka, takich jak antropometria, portret pamięciowy i fotografia śledcza. Duże znaczenie dla kryminalistyki miał też wynalazek Francisa Galtona, jakim była daktyloskopia.

Dowodem zbrodni mogą być ślady krwi pozostałe na miejscu przestępstwa, na jej narzędziach, a także na ubraniu sprawcy. Ślady te mogą być zestarzałe i nikłe, trudne nie tylko do odróżnienia od innych zanieczyszczeń, ale także do samego zauważenia gołym okiem. Dlatego techniki kryminalistyczne oferują wiele metod wykrywania obecności nawet minimalnych ilości krwi. Jedną z nich jest wykorzystanie odczynnika Kastle-

-Meyera (K-M), którego otrzymanie oraz zastosowanie w kierunku wykrywania krwi zostało opisane na początku XX wieku [2][3]. Przygotowanie odczynnika i przeprowadzenie odpowiednich doświadczeń nie powinno nastręczać trudności w pracowni chemicznej lub biologicznej.

Przygotowanie odczynnika

Aby przygotować odczynnik Kastle-Meyera potrzebujemy następujących substancji:

- ! fenoloftaleina $C_{20}H_{14}O_4$,
- ! cynk Zn (proszek),
- ! wodorotlenek sodu NaOH,
- ! alkohol etylowy 70% C_2H_5OH .

W kontakcie z wymienionymi substancjami trzeba zachować ostrożność, jak zawsze przy pracy z chemikaliami. Należy unikać wdy-

chania pyłów fenoloftaleiny, ponieważ podejrzewa się ją o właściwości rakotwórcze. Drobną pył cynkowy może być łatwopalny, podobnie jak alkohol etylowy. Stężone roztwory wodorotlenku sodu są silnie żrące, dlatego konieczne są odpowiednie środki ochrony osobistej.

Fenoloftaleina słabo rozpuszcza się w wodzie, za to dosyć dobrze w alkoholach. W stanie czystym występuje w postaci białej substancji krystalicznej (Fot. 1).

W laboratoriach fenoloftaleina spotykana jest głównie jako ok. 1% roztwór w etanolu. Jest wykorzystywana jako wskaźnik kwasowo-zasadowy, ponieważ w środowisku kwasowym lub obojętnym jej roztwory są bezbarwne (Fot. 2A), zaś w zasadowym różowofioletowe (Fot. 2B).

Istnieje wiele metod przygotowania odczynnika K-M, ja jednak podam sposób wypróbowany przeze mnie [4].

Pierwszą czynnością jest przygotowanie 50 cm³ roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 25%. Należy mieć na uwadze, że rozpuszczanie tej substancji jest silnie egzotermicznym procesem, ciecz rozgrzewa się więc samorzutnie do wysokiej temperatury. W tak przygotowanym roztworze należy rozproszyc 0,5 g stałej fenoloftaleiny. Uzyskany silnie zasadowy



Fot. 1 – Fenoloftaleina



Fot. 2 – Roztwór fenoloftaleiny; A – środowisko kwaśne, B – środowisko zasadowe



Fot. 3 – Roztwór fenoloftaleiny i wodorotlenku sodu w wodzie

roztwór powinien być jasnofioletowy, jak to widać na Fot. 3.



Fot. 4 – Proszek cynkowy

Kolejną potrzebną substancją jest sproszkowany cynk. O ile w postaci litej pierwiastek ten ma postać srebrzystego metalu, to jako drobnoziarnisty proszek jest ciemnoszary (Fot. 4).

Do uprzednio przygotowanego roztworu wodorotlenku sodu i feno-



Fot. 5 – Zawiesina cynku w alkalicznym roztworze fenoloftaleiny



Fot. 6 – Mieszanina po reakcji; widoczne odbarwienie roztworu

loftaleiny należy w dalszej kolejności dodać 0,5 g proszku cynkowego i dobrze wymieszać, co powinno wyglądać mniej więcej jak na Fot. 5.

Jeśli nasza mieszanina reakcyjna jest gotowa, to możemy zacząć ją ogrzewać aż do delikatnego wrzenia. Przydatna jest tutaj chłodnica zwrotna, ale przy jej braku można po prostu w czasie wrzenia uzupełniać ubytki wody, tak aby zachować początkową objętość roztworu.

Po pewnym czasie – zwykle wystarcza kilka, kilkanaście minut – roztwór ulega odbarwieniu, tzn. staje się bezbarwny lub delikatnie żółtawy. Przerwywamy wtedy ogrzewanie i pozwalamy, żeby nieprzereagowany cynk i stałe produkty uległy sedymentacji (Fot. 6).

Bezbarwny roztwór trzeba po ostygnięciu odsączyć i przenieść do szczelnie zamykanej butelki z brązowego szkła. Na jej dnie dobrze jest umieścić niewielką ilość świeżego proszku cynkowego. Przechowywany w ten sposób, bez dostępu światła i w niezbyt wysokiej temperaturze, roztwór podstawowy jest stosunkowo trwały.

Roztwór roboczy przygotowuje się na bieżąco z roztworu podstawowego (który należy pobierać z nad warstwy cynku) poprzez jego dziesięciokrotne rozcieńczenie 70% alkoholem etylowym. W ten sposób uzyskujemy odczynnik Kastle-Meyera (Fot. 7).

Roztwór roboczy należy wykorzystać dosyć szybko do analiz, ponieważ w przeciwieństwie do roztworu podstawowego jest nietrwały.



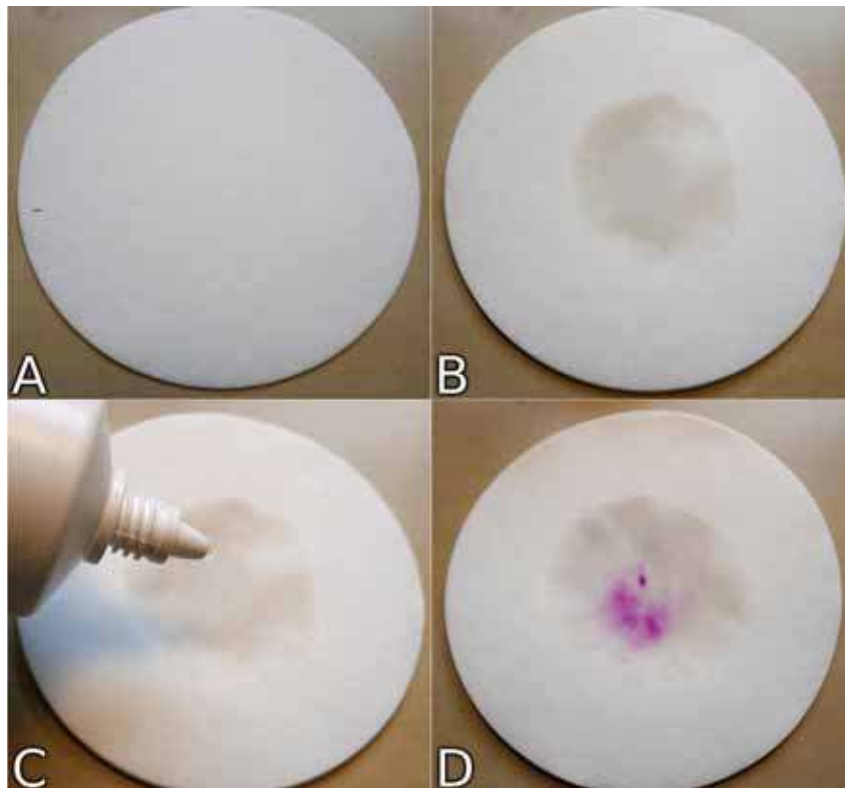
Fot. 7 – Odczynnik Kastle-Meyera

Przebieg analizy

Chciałbym tutaj przestrzec przed wykorzystywaniem w doświadczeniach krwi czy innego materiału biologicznego nieznanego pochodzenia, ponieważ mogą być one źródłem niebezpiecznych patogenów. W zastępstwie krwi można wykorzystywać np. izolowaną hemoglobinę. W prezentowanych tutaj doświadczeniach wykorzystałem własną krew.

Próbę Kastle-Meyera można przeprowadzić w odniesieniu do materiału, który podejrzewamy o wcześniejszy kontakt z krwią. Opisywana metoda jest bardzo czuła (przynajmniej jak na metodę czysto chemiczną). Aby się o tym przekonać wystarczy przeprowadzić odpowiedni test.

Krążek bibuły filtracyjnej został potarty plastrem z zastarzałą plamą krwi (Fot. 8A). Gołym okiem nie można dostrzec na nim nawet śladu zabrudzenia – papier wydaje się całkowicie czysty. Chcąc przeprowadzić próbę należy go zwilżyć odczynnikiem Kastle-Meyera (Fot. 8B), a następnie kilkoma kroplami 3% roztworu nadtlenku wodoru H_2O_2 , czyli aptecznej wody utlenionej (Fot. 8C). Szybkie – w ciągu



Fot.8 – Wykorzystanie odczynnika Kastle-Meyera; A – próbka materiału, B – naniesienie odczynnika, C – naniesienie nadtlenu wodoru 3%, D – powstałe zabarwienie wskazujące na obecność krwi

kilku, maksymalnie kilkunastu sekund – wystąpienie śladów charakterystycznej dla fenoloftaleiny barwy świadczy o prawdopodobnym kontakcie badanego materiału z krwią (Fot. 8D). Jeśli barwa nie występuje lub pojawia się po dłuższym czasie, to wynik próby uznaje się za negatywny.

Opisywany sposób można stosować np. w odniesieniu do tkanin, papieru i podobnych materiałów. Co jednak zrobić, jeśli chcemy sprawdzić obecność krwi na innych przedmiotach, np. na młotku (Fot. 9)? Jeśli podejrzewa się go o bycie narzędziem zbrodni, to stwierdze-



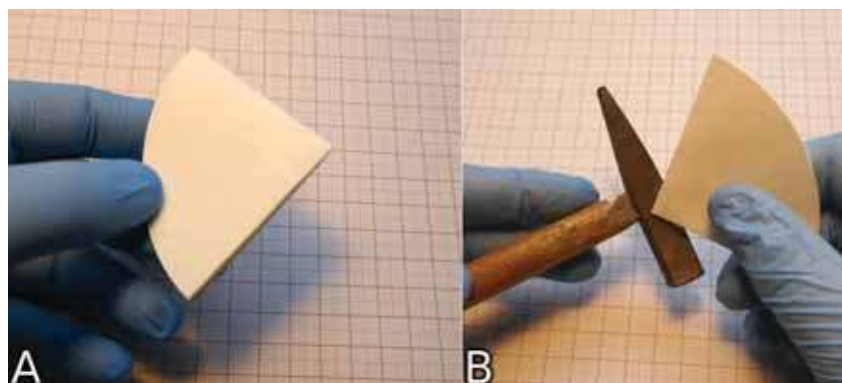
Fot.9 – Przedmiot analizy

nie tego faktu może mieć kluczowe znaczenie.

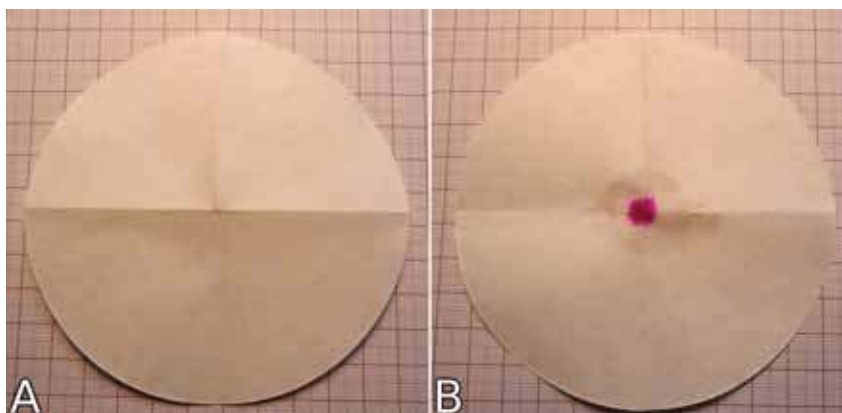
W takim przypadku wygodnie jest się posłużyć wacikiem lub bibułowym sączkiem złożonym na czworo (Fot. 10A). Przedmiot podejrzewany o kontakt z materiałem biologicznym pociera się ostrym wierzchołkiem złożonej bibuły, dzięki czemu przenoszą się na nią drobiny ewentualnych zabrudzeń krwią (Fot. 10B).

Po rozprostowaniu bibuły (Fot. 11A) postępujemy jak poprzednio, tj. nasączając ją odczynnikiem Kastle-Meyera, a następnie wodą utlenioną. Szybkie wystąpienie barwy różowej świadczy o możliwym kontakcie analizowanego przedmiotu z krwią (Fot. 11B).

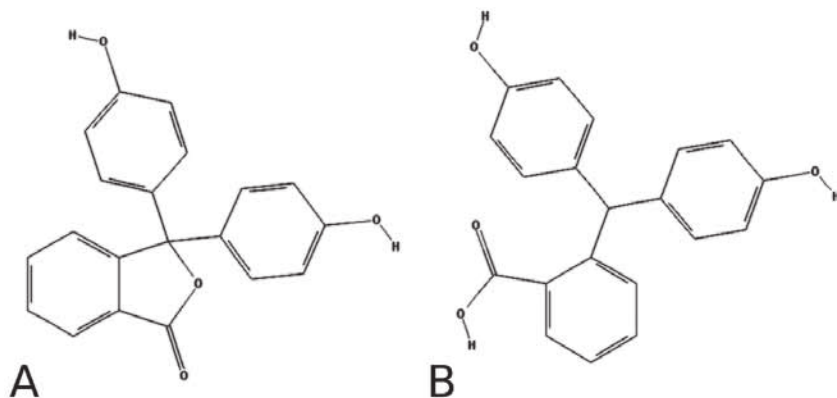
Gwoli wyjaśnienia nadmienię jeszcze, że wdrożone dochodzenie wykazało, iż obecność krwi na analizowanym narzędziu nie była wynikiem żadnej zbrodni, a tylko niewielkiego urazu, co zdarza się w każdym warsztacie mimo stosowania zasad BHP.



Fot.10 – Pobieranie materiału; A – sposób złożenia bibuły, B – przenoszenie cząstek substancji z przedmiotu analizy na bibułę



Fot.11 – Dalsze postępowanie; A – rozprostowana bibuła, B – powstałe zabarwienie



Rys. 1 – Wzory strukturalne; A – fenoloftaleina, B – fenoloftalina

Wyjaśnienie

Jak wiemy, fenoloftaleina w środowisku zasadowym przybiera barwę różowofioletową. Jej zanik w wyniku ogrzewania wraz z cynkiem jest wynikiem redukcji fenoloftaleiny $C_{20}H_{14}O_4$ (Rys. 1A) do fenoloftaliny $C_{20}H_{16}O_4$ (Rys. 1B).

W odróżnieniu od fenoloftaleiny jej zredukowana forma nie odznacza się żadną wyraźną barwą w środowisku zasadowym, co objawia się odbarwieniem roztworu.

Fenoloftalina może jednak zostać ponownie utleniona do barwnej fenoloftaleiny (w środowisku zasadowym) przez utleniacze, takie jak nadtlenek wodoru. Proces ten jednak zwykle przebiega dosyć wolno – przyspieszają go jednak wyraźnie pewne katalizatory. Jednym z nich jest zawarty w czerwonych krwinkach barwnik oddechowy, czyli hemoglobina. Dzięki temu w kontakcie z krwią zostaje przywrócona różowa barwa.

Podobne metody

Istnieją także inne metody wykrywania krwi, oparte na podobnej zasadzie. Jedną z nich jest wykorzystanie zredukowanej formy fluoresceiny $C_{20}H_{12}O_5$, nazywanej fluorescyną $C_{20}H_{14}O_5$ (Fot. 12). Pierwsza ze wspomnianych substancji wykazuje bardzo silną fluorescencję w świetle UV, natomiast druga nie.

W tym przypadku oznaką występowania krwi nie jest zmiana barwy. Próbka krwi (Fot. 13A) w kontakcie z fluorescyną i utleniaczem zostaje

uwidoczniona dzięki jaskrawozielonej fluorescencji (Fot. 13B), ponieważ w kontakcie z hemoglobina zostaje odtworzona fluoresceina [5].

Istnieją także metody wykorzystujące chemiluminescencję luminolu $C_8H_7N_3O_2$ [6]. Luminol, w normalnych warunkach mający postać proszku o barwie żółtawej, jest bardzo wydajnym chemiluminoforem. Do przyrządzenia 300 cm^3 roztworu roboczego wystarczyła ilość substancji widoczna na Fot. 14.

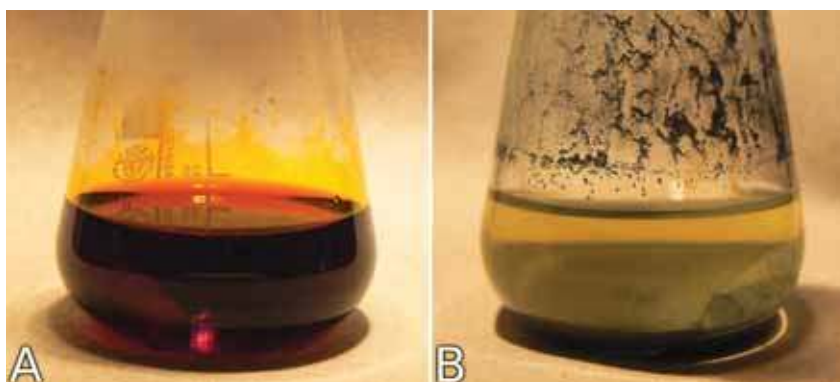
Roztwór luminolu jest bezbarwny (Fot. 15). Dla większych stężeń lub w razie zanieczyszczenia chemilu-



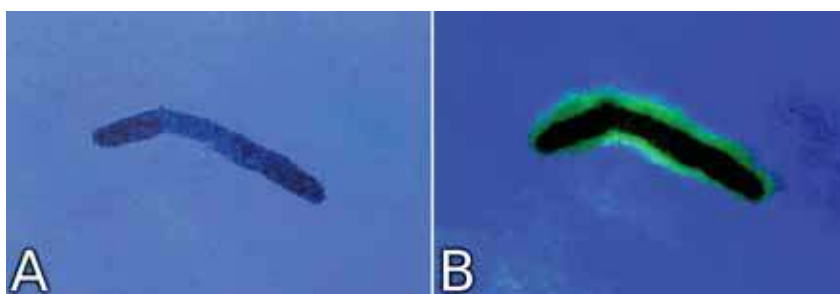
Fot. 14 – Luminol; zapalka dla orientacji w skali



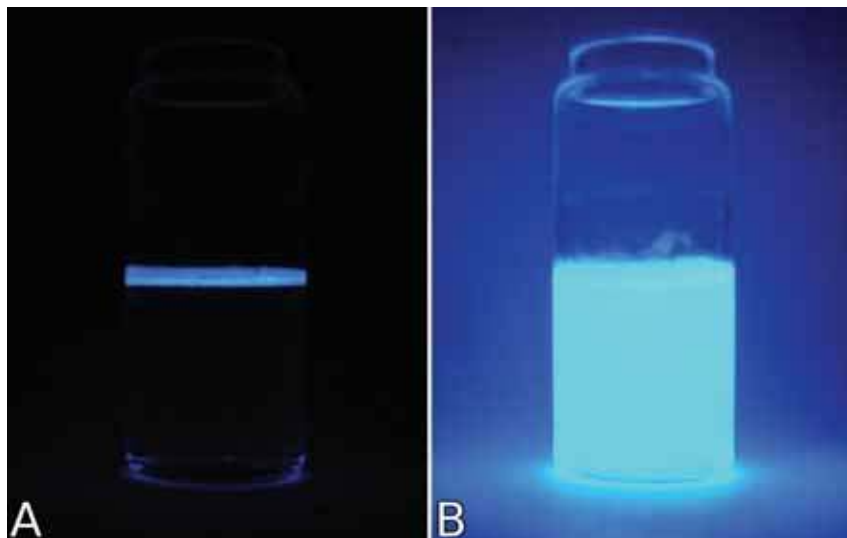
Fot. 15 – Zasadowy roztwór luminolu z dodatkiem utleniacza



Fot. 12 – Roztwory wykorzystywane we fluorescencyjnej metodzie wykrywania krwi; A – zasadowy roztwór fluoresceiny, B – zasadowy roztwór fluorescyny



Fot. 13 – Fluorescencyjna metoda wykrywania krwi; A – plama podejrzewana o związek z krwią, B – zielona fluorescencja wokół plamy



Fot. 16 – Chemiluminescencja luminolu katalizowana hemoglobina; A – hemoglobina unosi się na powierzchni roztworu, B – po zamieszaniu

minoforu ciecz może mieć żółtawe zabarwienie.

Luminol utleniany nadtlaniem wodoru w roztworze wodnym (środo-wisko zasadowe) emituje niebieskie światło, ale wymaga do tego katalizatora – podobnie jak w poprzednich przypadkach może być nim hemoglobina. Fot. 16 przedstawia chemiluminescencję luminolu po dodaniu do wspomnianego uprzednio roztworu suszonego izolatu hemoglobiny bydlęcej.

Zarówno metoda wykorzystująca fluorescencję, jak i oparta na właściwościach luminolu pozwala na dosyć wygodne stwierdzenie obecności krwi na miejscu zbrodni, nawet mimo prób zatarcia śladów. Przydatne jest

tu także wykorzystanie fotografii o długim czasie ekspozycji, ponieważ umożliwia to na rejestrację nawet słabych sygnałów świetlnych

Ograniczenia

Trzeba wspomnieć o bardzo poważnej wadzie metody wykrywania krwi z wykorzystaniem odczynnika Kastle-Meyera. Okazuje się bowiem, że nie tylko hemoglobina katalizuje reakcję utleniania fenoloftaliny – takie samo działanie mogą mieć niektóre enzymy roślinne i wiele innych substancji chemicznych. Metoda ta pozwala więc raczej na wykluczenie obecności krwi (w razie wyniku negatywnego), niż jej jednoznaczne potwierdzenie

w przypadku wyniku pozytywnego, ponieważ może być on spowodowany innymi czynnikami niż tylko obecnością krwi. Wadę tę posiadają zresztą także pozostałe metody oparte na katalitycznym utlenianiu. Można to rozwiązać poprzez odpowiednie wygrzewanie próbki, co powoduje unieczynnienie enzymów roślinnych, nie ma natomiast wpływu na hemoglobinę. Mając na uwadze wspomniane ograniczenia możemy jednak wykorzystywać odczynnik Kastle-Meyera w celu wstępnego stwierdzenia obecności krwi.

mgr Marek Ples

Zakład Ichtiobiologii i Gospodarki Rybackiej,

Polska Akademia Nauk

marek.ples@o2.pl

www.weirdscience.eu

Wszystkie fotografie i rysunki

zostały wykonane przez autora.

Literatura:

- [1] Hanausek T., *Kryminalistyka – zarys wykładu*, Zakamycze, 2005, str. 23
- [2] Kastle J. H., Shedd O. M., *Phenolphthalin as a reagent for the oxidizing ferments*, *American Chemical Journal*, 1901, 26 (6), str. 526 - 539
- [3] Meyer E., *Beiträge zur Leukocytenfrage. Fermente der Leukocyten*, *Münchener Medizinische Wochenschrift*, 1903, 50 (35), str. 1489 - 1493
- [4] Helmenstine A. M., *How To Make Kastle-Meyer Solution*, w serwisie: <https://www.thoughtco.com/>, dostępne online: <https://www.thoughtco.com/how-to-make-kastle-meyer-solution-608141> [dostęp: 19.08.2018]
- [5] Ples M., *Na tropie - fluorescencyjne wykrywanie śladów krwi*, *Chemia w Szkole*, 1 (2015), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 25-26
- [6] Ples M., *Chemik na tropie - chemiluminescencja aktywowana krwią*, w serwisie: <https://weirdscience.eu/>, dostępne online: <http://weirdscience.eu/Chemik%20na%20tropie%20-%20chemiluminescencja%20aktywowana%20krwi%C4%85.html> [dostęp: 19.08.2018]

Nowe podłoża SERSitive

Naukowcom z Instytutu Chemii Fizycznej PAN w Warszawie udało się usunąć główną przeszkodę hamującą rozwój SERS – niezwykle czułej laboratoryjnej metody analizy składu chemicznego. Badacze opracowali nowe podłoża SERSitive, na które nanoszone są próbki do analizy.

Podłoża powstają w procesie elektrochemicznego nanoszenia nanocząstek srebra i złota na szkło przewodzące. Wielkości nanocząstek wahają się od 50 do 200 nanometrów. Silnie schropowacone podłoża są dostępne w dwóch odmianach: pokrytej wyłącznie nanocząstkami srebra oraz hybrydowej, zawierającej nanocząstki i srebra, i złota.

SERS – czyli wzmacniana powierzchniowo spektroskopia ramanowska (Surface Enhanced Raman Spectroscopy) – to metoda znana od ponad czterech dekad. Może ona potencjalnie doprowadzić do rewolucji w technikach detekcji niewielkich ilości związków chemicznych. Powstają np. koncepcje mikroskopów ramanowskich, zdolnych do śledzenia pojedynczych cząsteczek chemicznych bez ich wcześniejszego znakowania – bardzo uciążliwego np. we współczesnej mikroskopii fluorescencyjnej.

Wynalazek badaczy z IChF PAN wzmacnia sygnały całej gamy substancji chemicznych – zwłaszcza wielocząsteczkowych o dużych cząsteczkach z wiązaniami podwójnymi. W praktyce oznacza to zdolność do detekcji wielu związków organicznych: wykrywanie obecności narkotyków we krwi czy moczu w testach medycznych bądź kryminalistycznych, a także konkretnych bakterii w materiale biologicznym.

PAP – Nauka w Polsce



Andrzej Günther

Piperyna po raz pierwszy została otrzymana na drodze ekstrakcji z owoców czarnego pieprzu (*Piperis nigri*) w 1819 roku przez duńskiego fizyka i chemika, Hansa Ørstedta – odkrywcy zjawiska elektromagnetyzmu. Piperyna **1** jest substancją organiczną pochodzenia naturalnego, pochodną piperyny **2**, należąca do grupy alkaloidów. Związek ten występuje w około 3,6 tysiąca gatunkach roślin z rodziny pieprzowatych (*Piperaceae*). Piperyna (*trans-trans*) wraz z jej izomerem chawicyną **3** (*cis-trans*) są odpowiedzialne za ostrość w owocach pieprzu. Główne zastosowanie pieprz znajduje się w przemyśle spożywczym, gdzie stosuje się trzy rodzaje pieprzu; czarny, biały i zielony. Wszystkie pochodzą od tej samej rośliny (*Piper nigrum* L). Pieprz biały jest dojrzałym owocem z usuniętą otoczką, natomiast czarny – owocem wysuszonym i nie-dojrzałym [1].

Właściwości biologiczne piperyny

Spożywanie owoców pieprzu lub ich ekstraktów było i nadal jest wykorzystywane w tradycyjnej medycynie chińskiej oraz indyjskiej. Leczono nimi między innymi dolegliwości trawienne, jak niestrawność czy biegunka, a także gangrenę, choroby serca i anginę.

Piperyna wykazuje szerokie spektrum działania, do głównych należy zaliczyć: przeciwdrobnoustrojowe, antymutagenne, niwelujące wolne rodniki, przeciwnowotworowe, przeciwdepresyjne, przeciwbiegunkowe, przeciwskurczowe oraz hepatoprotekcyjne [2], [3].

Piperyna przyczynia się również do lepszego wchłaniania składników odżywczych jak witaminy A, B₆ i C, β-karoten, koenzym Q oraz selen [4].

Biosynteza piperyny

Piperyna powstaje na drodze biosyntezy piperyny (Rys. 1), która powstaje z aminokwasu L-lizyny **4**. Chiralny L-aminokwas **4** ulega dekarboksylacji pod wpływem fosforanu pirydoksalu (PLP) do pentano-1,5-diaminy **5**, która dalej ulega enzymatycznej przemianie do związku ketonowego **6**, z którego następnie tworzy się cykliczna imina **7**. Redukcja wiązania nienasyconego **7** prowadzi do otrzymania piperyny **2**.

Piperyna **2** wchodzi w reakcję z estrem kwasu piperynowego i koenzymu A, tworząc piperynę **1** [1]. (Rys.2).

Część doświadczalna

Uwaga, ze względu na stosowanie łatwopalnych rozpuszczalników organicznych, doświadczenia należy wykonać pod sprawnie działającym wyciągiem. Podczas przygotowania roztworu wodorotlenku potasu należy założyć rękawiczki oraz okulary ochronne.

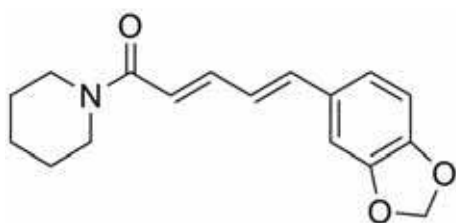
Metoda 1: Macerowanie

Sprzęt:

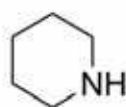
- kolba kulista o pojemności 500 cm³,
- lejek wraz z sączkiem,
- łaźnia wodna

Odczynniki:

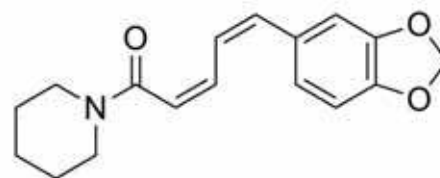
- pieprz mielony ok. 50 g
- 2 g wodorotlenku potasu
- alkohol etylowy (odbarwiony denaturat) – 300 cm³,
- alkohol izopropylowy (do krystalizacji, można go zastąpić acetonem, metanolem lub etanolem).



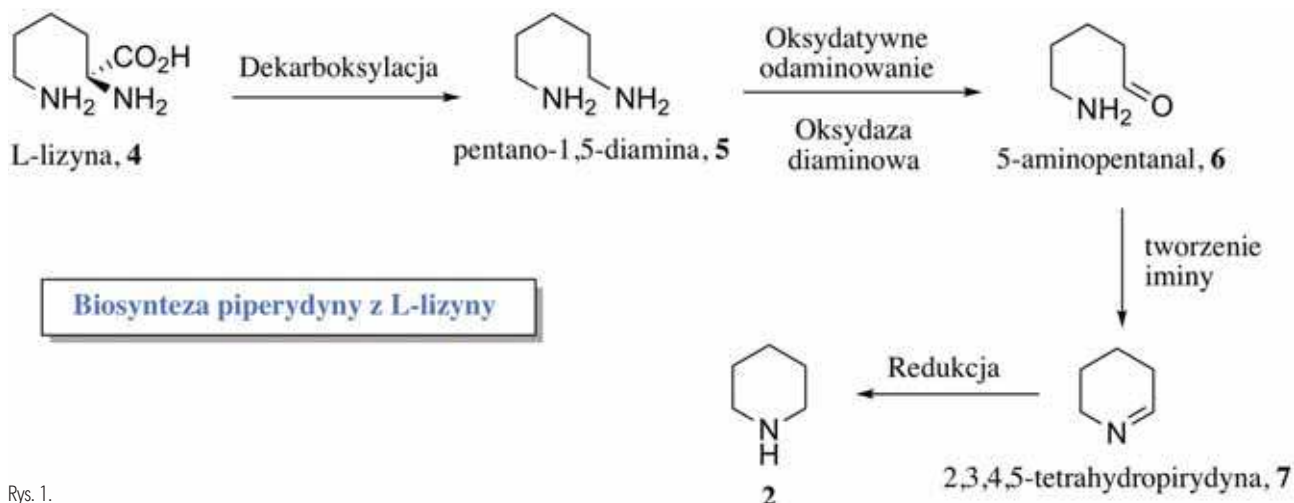
Piperyna, **1**



Piperidyna, **2**



Chawicyna, **3**



Rys. 1.

Wykonanie:

Umieścić pieprz w kolbie i zalać alkoholem. Naczynie umieścić w łaźni z gorącą wodą i zawartość mieszać bałgietką. Macerowanie przeprowadzać przez co najmniej 24 godziny, co jakiś czas zmieniając wodę w naczyniu na gorącą. Następnie ciepłą mieszaninę odsączyć. W tym czasie przygotować alkoholowy roztwór wodorotlenku potasu, 2 g KOH w 20 cm³ etanolu lub izopropanolu, często mieszając – wodorotlenek potasu bardzo wolno się rozpuszcza. Dalej przesącz zatężyć do ok. połowy objętości poprzez destylację lub odparowanie rozpuszczalnika i dodać alkoholowy roztwór wodorotlenku potasu. Roztwór odstawić na ok. jedną godzinę. Po tym czasie mieszaninę ponownie przesączyć. Następnie dodać około 200 cm³ zimnej wody w celu wytrącenia piperyny. Powstałą zawiesinę odstawić na około 24 godziny w celu upostaciowania osadu. Otrzymany produkt odsączyć i wysuszyć. Surową piperynę przekrystalizować z małej ilości alkoholu i odstawić do powolnej krystalizacji. Otrzymuje się około 1,2 g (ok. 2,4%) piperyny w postaci długich lśniących kryształów, koloru

bezbarnego lub żółtego. Jeśli powstały produkt będzie brązowego koloru, przekrystalizować z dodatkiem węgla aktywnego.

Metoda 2: Z wykorzystaniem aparatu Soxhleta

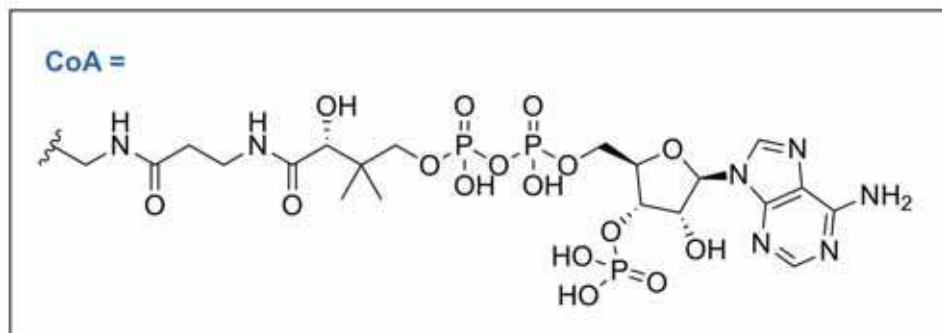
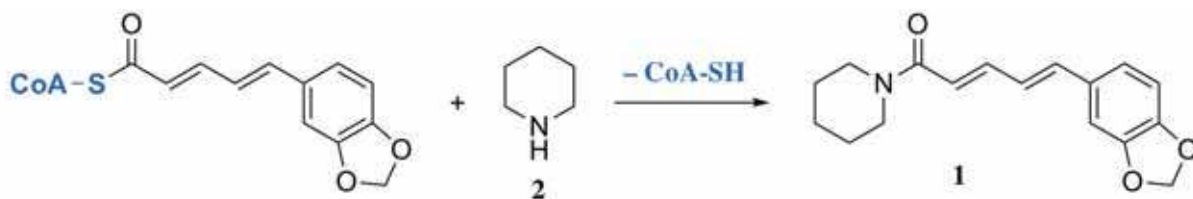
Uwaga, nie stosować pieprzu mielonego, ponieważ może on doprowadzić do niedrożności aparatu Soxhleta i uniemożliwić ekstrakcję.

Sprzęt:

- Aparat Soxhleta
- kolba kulista o pojemności 500 cm³,
- lejek wraz z sączkiem,
- czasza grzejna (lub łaźnia wodna)

Odczynniki:

- pokruszone owoce pieprzu, ok. 50 g,
- 2 g wodorotlenku potasu
- alkohol etylowy (odbarwiony denaturat) – 250 cm³,
- alkohol izopropylowy (do krystalizacji, jeśli brakuje można zastąpić acetonem, metanolem lub etanolem).



Rys. 2. Przemiana piperydyny w piperynę.

Wykonanie:

Umieścić ok. 50 g rozkruszonych owoców pieprzu i ekstrahować przy użyciu 250 cm³ etanolu (odbarwionego denaturatu) przez 2 godziny. W tym czasie sporządzić alkoholowy roztwór wodorotlenku potasu, 2 g KOH w 20 cm³ etanolu lub izopropanolu, często mieszając – wodorotlenek potasu bardzo wolno się rozpuszcza.

Po zakończonej ekstrakcji jeszcze ciepły roztwór przesycać przez lejek z bibułą filtracyjną. Następnie przesycać zatężyć do ok. połowy objętości (destylacja lub odparowanie rozpuszczalnika) i dodać alkoholowy roztwór wodorotlenku potasu, w celu pozbycia się związków balastowych, m.in. kwasów tłuszczowych. Roztwór pozostawić na ok. jedną godzinę. Po tym czasie mieszaninę oczyścić przez filtrację. Do przesącza dodać ok. 200 cm³ zimnej wody, w celu wytrącenia surowej piperyny. Mieszaninę pozostawić na 24 godziny w celu upostaciowania osadu. Po tym czasie surową piperynę odsączyć i wysuszyć. Otrzymany produkt przekrystalizować z małej ilości rozpuszczalnika (etanolu lub izopropanolu) i odstawić do powolnej krystalizacji. Otrzymuje się około 2 gramów (ok. 4%) piperyny w postaci długich lśniących kryształów, koloru bezbarwnego lub żółtego.



Zdjęcie 1. Kryształy piperyny



Zdjęcie 2. Krystalizowanie piperyny.

Właściwości piperyny

Piperyna tworzy lśniące kryształy koloru bezbarwnego do kremowo-żółtego, o temperaturze topnienia 130 °C, rozpuszczalna w większości rozpuszczalników organicznych, nierozpuszczalna w wodzie. Wzór sumaryczny C₁₇H₁₉NO₃, masa molowa 285,34 g·mol⁻¹.

Mgr inż. Andrzej Günther

Institut Technologii Chemicznej Organicznej
Wydział Technologii i Inżynierii Chemicznej
Zachodniopomorski Uniwersytet Technologiczny w Szczecinie

Literatura:

- [1] S. K. Okwute and H. O. Egharevba, "Piperine-Type Amides: Review of the Chemical and Biological Characteristics," *Int. J. Chem.*, vol. 5, no. 3, pp. 99–122, 2013.
- [2] S. Kumar, C. Bhandari, P. Sharma, and N. Agnihotri, *Role of Piperine in Chemoresistance*, 1st ed., vol. 2. Elsevier Inc., 2018.
- [3] A. N. Shikov, O. N. Pozharitskaya, V. G. Makarov, H. Wagner, R. Verpoorte, and M. Heinrich, "Medicinal Plants of the Russian Pharmacopoeia: Their history and applications," *J. Ethnopharmacol.*, vol. 154, no. 3, pp. 481–536, 2014.
- [4] N. Atal and K. Bedi, "Bioenhancers: Revolutionary concept to market," *J. Ayurveda Integr. Med.*, 2010.

Chemiczny napęd „śledzia”

Zespół chemików z Uniwersytetu Mikołaja Kopernika tworzy na zlecenie Akademii Marynarki Wojennej z Gdyni napęd dla sztucznej ryby – „śledzia”, która ma wykrywać aktywność obcych obiektów marynarki wojennej. Dzięki wykorzystaniu inteligentnego materiału robot w wodzie ma być niemożliwy do wykrycia.

„Podjęliśmy próbę stworzenia napędu naśladującego ten występujący u żywych organizmów, np. ryb. Znane są projekty dotyczące tzw. sztucznych mięśni, które uwzględniają różnego typu materiały polimerowe o specjalnych właściwościach. Będziemy próbowali wykorzystać tego typu podejście” – wyjaśnił w rozmowie z PAP kierownik zespołu fizykochemii polimerów Uniwersytetu Mikołaja Kopernika w Toruniu dr hab. Jacek Nowaczyk.

Jedną z propozycji jest wykorzystanie specjalnych elastomerów lub nanocząstek o właściwościach magnetycznych. Możliwe jest także wykorzystanie polimerów przewodzących prąd elektryczny. – dodał toruński chemik. Naukowiec przyznaje, że dokładne mechaniczne zaprojektowanie tego napędu jest bardzo skomplikowane. Sam napęd tworzyć będą mikrokomórki, które będą zmieniały swoją objętość, przez co ten układ – jak mięsień w organizmie – będzie zmieniał kształt, wywołując odpowiedzi i ruch całego mechanizmu.

PAP – Nauka w Polsce

XXVI Konkurs Chemiczny Politechniki Śląskiej

Tomasz Krawczyk, Mariusz Zalewski, Maciej Gonet

W tym roku w dniach 3 oraz 17 marca odbyła się XXVI edycja Konkursu Chemicznego Politechniki Śląskiej dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych. Konkurs składał się z dwóch etapów – eliminacji oraz finału, którym były zadania laboratoryjne.

W tegorocznej edycji przyjęto 192 zgłoszenia z 48 szkół, z 10 województw: śląskiego (61%), małopolskiego (15%), dolnośląskiego (7%), opolskiego (6%), łódzkiego (4%), mazowieckiego (3%), wielkopolskiego (2%), podkarpackiego (1%). Województwo świętokrzyskie oraz kraj morawsko-śląski (Republika Czeska) reprezentowało po jednej osobie. Do części finałowej zakwalifikowało się 31 najlepszych uczestników eliminacji.

Po trzech latach dominacji krakowskiego liceum im. A. Witkowskiego, którego uczniowie wygrywali w ostatnich edycjach, tytuł zwycięzcy konkursu powrócił na Śląsk. Udany debiut miało także warszawskie liceum – V LO im. Księcia Józefa Poniatowskiego. Laureatami pierwszych trzech miejsc w Konkursie zostali:

1. **Mateusz Tokarz** z I LO im. Leona Kruczkowskiego w Tychach
2. **Radosław Gaida** ze Śląskich Technicznych Zakładów Naukowych w Katowicach
3. **Maciej Łukasik** z V LO im. Księcia Józefa Poniatowskiego w Warszawie

Laureaci pierwszych siedmiu miejsc otrzymali nagrody pieniężne w wysokości odpowiednio: 2500, 2000, 1300, 1300, 800 i 800 zł, a pozostali uczestnicy finału – książki o tematyce chemicznej. Specjalne nagrody książkowe ufundowane przez związki zawodowe działające na Politechnice Śląskiej otrzymali nauczyciele chemii: mgr Anna Opyrchał (z I LO w Tychach) za przygotowanie zwycięzcy oraz mgr Teresa Pikuta-Byrka (III LO we Wrocławiu) za przygotowanie pięciu finalistów.

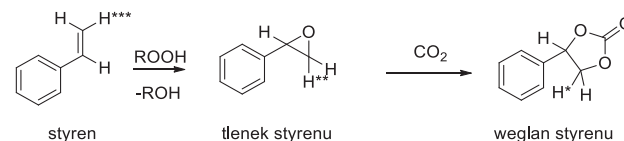
Sponsorami Konkursu były firmy: Synthos, Energopomiar, Ekomax, Voigt, Nitroerg, Syntal, Oddział Gliwicki Polskiego Towarzystwa Chemicznego, Rada Zakładowa ZNP przy Politechnice Śląskiej w Gliwicach oraz Komisja Wydziałowa NSZZ „Solidarność” na Wydziale Chemicznym Politechniki Śląskiej. Przewodniki po Gliwicach dla finalistów przekazał Referat Promocji i Komunikacji Społecznej Urzędu Miasta Gliwice.

W I etapie uczestnicy zmierzli się z 10 zadaniami. Przytaczamy poniżej najciekawsze z nich.

Zadanie 5

Spektroskopia magnetycznego rezonansu jądrowego wodoru (^1H NMR) jest jedną z technik szeroko stosowanych w chemii organicznej. Pozwala ona m.in. na rozróżnienie jąder wodoru oraz określenie ich względnej zawar-

tości w próbce. W celu określenia wydajności procesu pokazanego na poniższym schemacie zarejestrowano widmo ^1H NMR mieszaniny poreakcyjnej.



Stwierdzono, że stosunek liczby atomów wodoru $\text{H}^{***}:\text{H}^{**}:\text{H}^*$ wynosi 0,2 : 1,58 : 0,35.

Zakładając, że w mieszaninie nie ma innych produktów ubocznych oblicz:

- 1) wydajność syntezy tlenku styrenu ze styrenu,
- 2) wydajność syntezy węglanu styrenu z tlenku styrenu,
- 3) wydajność syntezy węglanu styrenu ze styrenu.

Wydajność = stosunek ilości substratu jaka przereagowała do danego produktu, do początkowej ilości tego substratu.

Rozwiązanie

Początkowa ilość styrenu odpowiada sumie wszystkich zaznaczonych atomów wodoru. Ze względu na to, że część tlenku styrenu przereagowała w reakcji następczej należy uwzględnić łącznie atomy wodoru tlenku styrenu oraz węglanu styrenu:

$$W_1 = \frac{1,58 + 0,35}{0,2 + 1,58 + 0,35} \cdot 100\% \approx 91\%$$

Reakcji do węglanu styrenu uległa jedynie część powstałego tlenku. Wyjściowa ilość tlenku styrenu odpowiada sumie atomów wodoru H^{**} oraz H^* . Z tego wynika, że wydajność reakcji tlenku styrenu do węglanu styrenu wynosi:

$$W_2 = \frac{0,35}{1,58 + 0,35} \cdot 100\% \approx 18\%$$

Obliczając wydajność syntezy węglanu styrenu bezpośrednio ze styrenu, należy przyjąć za początkową ilość substratów sumę ilości atomów wszystkich zaznaczonych atomów wodoru ($\text{H}^{***} + \text{H}^{**} + \text{H}^*$). Z tego wynika, że:

$$W_3 = \frac{0,35}{0,2 + 1,58 + 0,35} \cdot 100\% \approx 16\%$$

W zadaniu 5 uczestnicy często dobierali złe proporcje przy określaniu wydajności. Najczęściej miało to miejsce przy określaniu wydajności syntezy tlenku styrenu ze styrenu – nie zauważano, że węglan styrenu powstawał z tlenku styrenu, a co za tym idzie w celu obliczenia wydajności tego drugiego należy dodać stosunek ilości wodoru w obu produktach, a nie wyłącznie tlenku styrenu. Niektórzy uczniowie błędnie przyjmowali (wbrew oznaczeniu w treści zadania), że geminalne atomy wodoru w tlenku styrenu i węglanie styrenu są równocenne czyli dwa rozpatrywane atomy przypadają na jedną cząsteczkę.

Zadanie 6

Obliczyć pH 0,1 mol/dm³ roztworu węglanu sodu, przez który przepuszczano siarkowodor aż do momentu, gdy całkowite stężenie siarczków wyniosło 0,02 mol/dm³. Można przyjąć, że objętość roztworu nie uległa zmianie oraz że z roztworu nie uwalniał się dwutlenek węgla. Stałe dysocjacji kwasu węglowego:

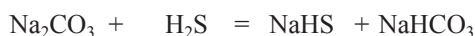
$$\frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_{2(aq)}]} = 10^{-6,35} \quad \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} = 10^{-10,33}$$

Stałe dysocjacji kwasu siarkowodorowego:

$$\frac{[\text{HS}^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{S}_{(aq)}]} = 10^{-7,02} \quad \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HS}^-]} = 10^{-18}$$

Rozwiązanie

Kwas siarkowodorowy jest słabszy od kwasu węglowego i występuje w niedomiarze w stosunku do węglanu sodu, więc węglan zostanie zobojętniony tylko częściowo, do jonów HCO₃⁻, a siarkowodor przereaguje tylko do jonów HS⁻, do jonów wodorosiarczkowych. Wynika to z porównania wartości stałych dysocjacji. Sumarycznie znajdzie zatem reakcja:



Przed reakcją:	0,1	0,02	0	0
Przereagowało:	0,02	-0,02	0,02	0,02
Po reakcji:	0,08	0	0,02	0,02

O pH roztworu po reakcji będzie decydować równowaga pomiędzy jonami HCO₃⁻ i CO₃²⁻.

$$[\text{H}^+] = 10^{-10,33} \cdot \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = 10^{-10,33} \cdot \frac{0,02}{0,08} = 10^{-10,93} \text{ mol/dm}^3$$

Zatem pH roztworu wyniesie 10,93. Przy tej wartości pH stosunek stężeń S²⁻ do HS⁻ wynosi

$$\frac{[\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = \frac{10^{-18}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-18}}{10^{-10,93}} = 10^{-7,07} = 8,5 \cdot 10^{-8}$$

co oznacza, że udział jonów S²⁻ w bilansie można praktycznie pominąć.

Niewątpliwie to zadanie okazało się najtrudniejsze i jedynie kilku uczestnikom udało się go poprawnie rozwiązać. Pozwoliło ono także wyłonić najlepszych zawodników. Zadanie nie wymagało skomplikowanych rachunków, ale należało rozumieć stopniowy przebieg reakcji jonowych z udziałem kwasów wieloprotonowych i ich soli oraz sens zapisanych wyrażeń opisujących stałe równowagi. Niestety, wśród uczniów dominuje schematyczne podejście do rozwiązywania zadań tego typu.

Zadanie 7

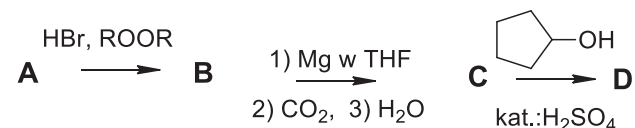
Przeprowadzono serię reakcji chemicznych zgodnie z poniższym schematem. Po każdym etapie wydzielono główny produkt i wykonano różnorodnie analizy spektroskopowe, pozwalające na uzyskanie informacji o masie cząsteczkowej i grupach funkcyjnych, jakie posiadają powstające produkty. Na podstawie podanych informacji zidentyfikuj poszczególne substancje A-D. M_H=1; M_C=12; M_N=14; M_O=16; M_{Br}=79,9 [g/mol].

Substancja A jest alkenem terminalnym (wiązanie podwójne położone w krańcowej pozycji) i zawiera następujące ugrupowania: CH₂=CH-, dwie różne grupy CH₃, CH₂, CH.

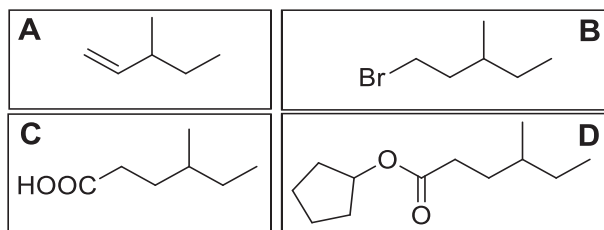
Substancja B zawiera jeden atom bromu i ma masę molową około 165 g/mol.

Substancja C jest alifatycznym kwasem karboksylowym.

Substancja D zawiera dwie grupy CH₃, dwa różne trzeciorzędowe atomy węgla (jeden połączony z atomem tlenu), jedną grupę C=O oraz siedem grup CH₂ (w tym dwie pary identycznych chemicznie). Jedna z grup CH₂ jest połączona z atomem węgla grupy C=O.



Rozwiązanie



W pierwszej reakcji następuje przyłączenie bromowodoru do wiązania podwójnego, jednakże ze względu na obecność nadtlenu dialkylowego przyłączenie zachodzi niezgodnie z regułą Markownikowa i powstaje produkt **B**. Produkt **B** ulega następnie reakcji Grignarda, dzięki czemu otrzymujemy związek **C**. Związek ten, z uwagi na to, że jest kwasem karboksylowym, reaguje z alkoholem, w tym przypadku z cyklopentanołem w obecności katalizatora jakim jest kwas siarkowy, a obie cząsteczki tworzą ester **D**.

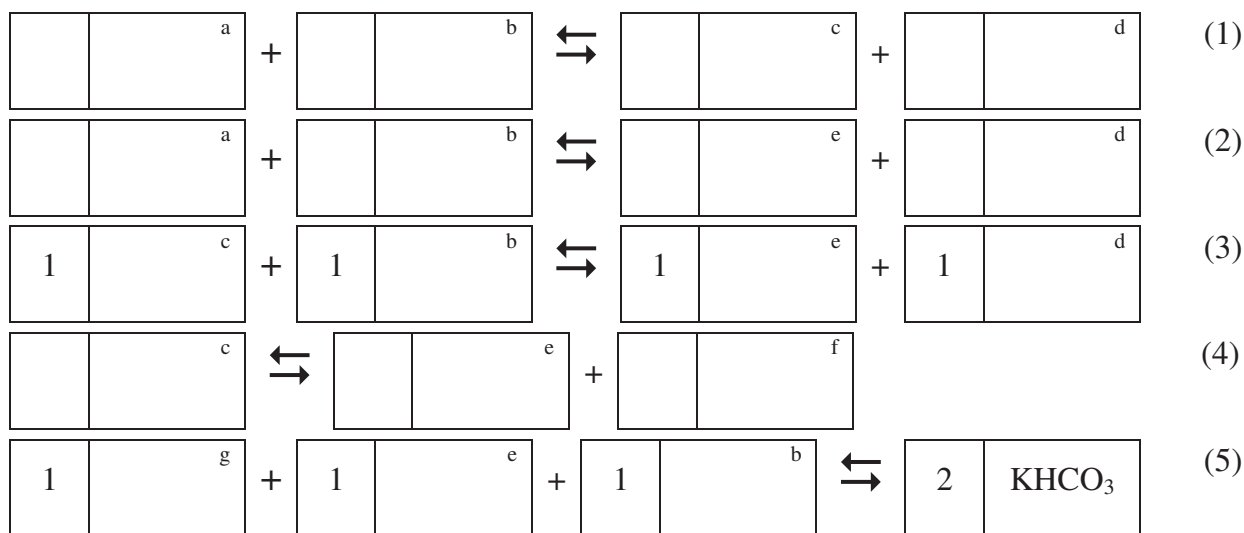
Typowym błędem popełnianym w tym zadaniu było założenie, że podstawienie **A** zachodzi zgodnie z regułą Markownikowa. Błędu tego można było uniknąć (nawet bez wiedzy o właściwościach nadtlenczków) wykorzystując informację o liczbie grup funkcyjnych w związku **D**. Gdyby addycja bromu zachodziła zgodnie z regułą, wówczas liczba grup CH₃ wynosiłaby 3 zamiast 2. Wielu uczniów błędnie interpretowało dane o liczbie i rodzaju grup funkcyjnych.

cyjnych i nie udało im się narysować struktury pierwszej substancji.

Zadanie 8

Na schemacie pokazano 5 równań stechiometrycznych reakcji, zachodzących w trakcie otrzymywania jednego z najważniejszych surowców w syntezie chemicznej (*d*). Zidentyfikuj substancje *a-g* oraz dobierz współczynniki stechiometryczne wiedząc, że:

a jest surowcem kopalnym,
d, f są pierwiastkami,
 reakcja odwrotna do 1 służy do usunięcia resztek *c*, który stanowi truciznę wielu katalizatorów,
 reakcja 4 jest reakcją dysproporcjonowania i nie jest pożądana w tym procesie,
 reakcja 5 służy do oczyszczania strumienia produktu *d* metodą absorpcji.



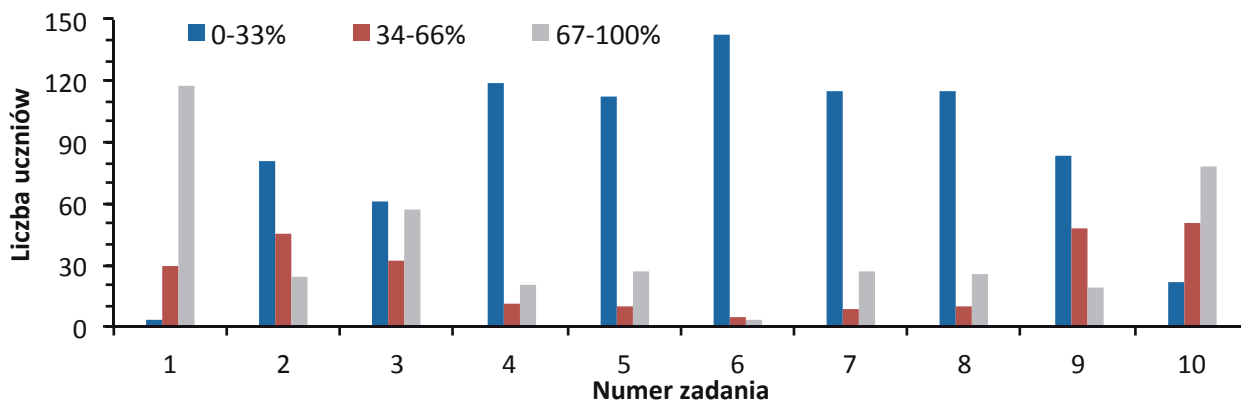
Rozwiązanie

Ostatnia reakcja, w której produktem jest wodorowęglan potasu to metoda Bensa-Felda, w której przy pomocy gorącego, wodnego roztworu K₂CO₃ absorbuje się dwutlenek węgla. Z uwagi na to, że substancja *g* występuje tylko w ostatnim równaniu, jest to K₂CO₃. Substancje *b* oraz *e* to woda oraz CO₂. Można to wywnioskować biorąc pod uwagę, że *e* jest również produktem dysproporcjonowania (reakcja 4). Woda nie może być produktem takiej reakcji, stąd wiemy, że *c* to CO oraz, że pierwiastek *f* to węgiel.

Znając surowce *b, c* oraz *e*, a także wiedząc, że *a* jest surowcem kopalnym można wywnioskować, że *a* to CH₄, a *d* to H₂.

W zadaniu 8 często jako substancję *a* – surowiec kopalny podawano węgiel zamiast metanu. Wprawdzie węgiel kopalny nie jest pierwiastkiem, ale takie rozwiązanie wyklucza informacja o reakcji odwrotnej do 1, czyli o reakcji metanizacji tlenku węgla.

Rozkład punktacji poszczególnych zadań przedstawiono na poniższym wykresie.



Zdania 1-3 oraz 9-10 należały do najłatwiejszych, z którymi duża część uczestników poradziła sobie bezbłędnie. Największe problemy sprawiły zadania od 4 do 8, gdzie liczba osób, uzyskująca poniżej 1/3 możliwych punktów sięgała ponad 65%.

Zadania 1 i 9 weryfikowały znajomość podstawowych pojęć chemicznych. Zadanie 2 sprawdzało wiedzę z zakresu przemysłowej syntezy organicznej, gdzie wychodząc od benzenu, przy małych podpowiedziach, uczestnicy musieli narysować struktury prawdopodobnych produktów.

W przypadku zadania 3 należało obliczyć wydajność surowej siarki otrzymywanej w procesie Clausa. Wielu uczniów błędnie wykorzystywało informacje o czystości siarki (99,5%), mnożąc ilość siarki wynikającą ze stechiometrii przez 0,995 zamiast dzielić. Większość rozumiała pojęcie wydajności procesu.

Zadanie 10 dotyczyło wysłuchanego wykładu, przy czym uczniowie mogli korzystać ze sporządzonych przez siebie notatek. Pomimo tego, że duża część zawodników rozwiązała to zadanie bezbłędnie zdarzały się też odpo-

wiedzi ocenione na zero punktów. Świadczy to o tym, że około 20% uczniów ma problem ze sporządzeniem notatek na podstawie wykładu w sytuacji, gdy sami muszą ocenić, która informacja może być istotna.

Ostatnim problemem zauważonym niemal we wszystkich zadaniach, jest nieumiejętność zaokrąglania wyniku końcowego. Większość uczniów podaje zbyt dużą liczbę cyfr znaczących, nieuzasadnioną dokładnością danych lub sposobem obliczeń. Inni z kolei niefrasobliwie zaokrąglają wyniki pośrednie do 2 czy 3 miejsc znaczących, a później w wyniku końcowym pozostawiają 4 lub więcej cyfr. Wydaje się, że to stosunkowo łatwe zagadnienie jest przez chemików ignorowane. W tym względzie powinniśmy brać przykład z fizyków. Często występowały różnego rodzaju błędy w rachunkach, których łatwo byłoby uniknąć, gdyby uczniowie mieli więcej wprawy oraz umieli oszacować rząd wielkości wyniku końcowego bez wykonywania obliczeń.

Część finałowa składała się z 2 zadań praktycznych.

Zadanie 1

Dysponując próbkami roztworów soli magnezu **A i B** (po 3 próbki, około 1 cm³ w probówkach wirówkowych), w których ilość magnezu różni się o 0,2 mmol oraz roztworem EDTA wyznacz za pomocą biurety o pojemności 25 cm³ **stężenie EDTA oraz ilości magnezu** w próbkach A i B.

W celu przeprowadzenia oznaczenia należy przemieścić ilościowo zawartość próbki do kolby stożkowej, dodać około 1 cm³ buforu amonowego oraz około 10 mg mieszaniny NaCl ze wskaźnikiem (czerń eriochromowa T). Wskaźnik tworzy barwny kompleks z jonami magnezu, natomiast EDTA tworzy bezbarwny kompleks z jonami magnezu (w stosunku molowym 1:1). Dysponujesz także tryskawką z wodą destylowaną, małymi zlewkami, lejkiem i kolbkami stożkowymi. Dysponujesz trzema identycznymi porcjami A i trzema B co pozwala na wykonanie po trzy miareczkowania.

Rozwiązanie

W celu oszacowania ilości moli Mg²⁺ w podanych próbkach roztworu należy wykonać po 3 miareczkowania zgodnie z opisem. Następnie z wykonanych pomiarów oblicza się średnią – w tym przypadku będą to V_A = 11,5 cm³ oraz V_B = 21,5 cm³, które należy wstawić do układu równań:

$$\begin{cases} n_A = V_A \cdot C_{\text{EDTA}} \\ n_B = V_B \cdot C_{\text{EDTA}} \\ n_B = n_A + 0,2 \text{ mmol} \end{cases}$$

Obliczone ilości jonów magnezu to: n_A = 0,23 mmol, n_B = 0,43 mmol oraz stężenie EDTA równe 20 mmol·dm⁻³

Pierwsze zadanie z części laboratoryjnej dla wielu było niezwykle proste. Duża część finalistów uzyskała maksymalną liczbę punktów. Niektórych jednak zgubił pośpiech i, mając po trzy próbki o różnym stężeniu, wielu korzystało tylko z jednej. Podawano także wyniki odbiegające znacznie od prawidłowych, co sugeruje brak staranności. Zdarzało się także nieumiejętne zamienianie jednostek.

Zadanie 2

W probówkach ponumerowanych od 1 do 9 znajdują się wodne roztwory (po 10 cm³) następujących substancji o stężeniu 0,1 mol/dm³: Pb(NO₃)₂, NaOH, H₃PO₄, Al₂(SO₄)₃, SnCl₄, Mg(NO₃)₂, Na₂CO₃, Na₃PO₄, Na₂SO₄. Każda substancja występuje jeden raz. Dysponując zawartością probówek, papierkiem wskaźnikowym, wodą destylowaną, suchymi probówkami, pipetami i gruszką gumową ustal zawartość probówek 1-9. Papierek zmienia barwę od czerwonej (pH 1) przez żółtą (pH 4-7) do fioletowej (pH 10). Za każdą poprawną identyfikację możesz uzyskać 2 punkty, za uzasadnienie (równanie reakcji, wnioski logiczne itp. kolejne 1,5 pkt). Za nieprawidłową identyfikację przyznawane będzie **-2 (minus dwa)** punkty. Roztwory soli: ołowiu, glinu i cyny zostały zakwaszone. Nie wolno korzystać z substancji z zadania 1.

Rozwiązanie

Po sprawdzeniu odczynu roztworów możemy podzielić je na 3 grupy: obojętne: Mg(NO₃)₂, Na₂SO₄; zasadowe: NaOH, Na₂CO₃, Na₃PO₄; kwaśne: Pb(NO₃)₂, H₃PO₄, Al₂(SO₄)₃, SnCl₄.

Zależnie od stopnia zakwaszenia barwa papierka może budzić wątpliwości co do faktycznego pH roztworów, dlatego dobrze opierać się na jednoznacznych reakcjach i weryfikować swoje przypuszczenia.

Po dodaniu dowolnego roztworu kwaśnego do roztworów zasadowych łatwo zidentyfikujemy Na_2CO_3 (pęcherzyki CO_2). Dodanie Na_2CO_3 do roztworów kwaśnych pozwoli na zidentyfikowanie H_3PO_4 (brak osadu). Dodanie H_3PO_4 do pozostałych roztworów kwaśnych pozwala na wykrycie $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Identyfikacja opiera się na powstawaniu osadu $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, pozostałe kationy metali nie tworzą w tych warunkach osadów fosforanów. Wykorzystując roztwór $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ wykrywamy Na_2SO_4 (osad PbSO_4). Dodając dowolny lub oba roztwory zasadowe do pozostałych, potwierdzimy obecność $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ (jedyne osad wodorotlenku nieroztworzalny zarówno w nadmiarze NaOH , jak i nadmiarze Na_3PO_4). Rozróżnienie Na_3PO_4 od NaOH jest możliwe w reakcji z $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Powstający osad wodorotlenku jest rozpuszczalny w nadmiarze NaOH , ale osad fosforanu ołowiu nie rozpuści się w nadmiarze Na_3PO_4 .

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ od SnCl_4 można rozróżnić strącając wodorotlenki przy pomocy NaOH . Próba rozтворzenia osadu w H_3PO_4 pozwala stwierdzić, że osad wodorotlenku cyny nie ulega reakcji, natomiast osad wodorotlenku glinu szybko ulega rozтворzeniu. Osad powstający w reakcji SnCl_4 z Na_3PO_4 nie ulega reakcji z nadmiarem odczynni-

ka, co może być dodatkowym potwierdzeniem obecności fosforanu i soli cyny.

Drugie zadanie sprawiło więcej trudności. Osady, które mogły wytrącić się poprzez zmieszanie poszczególnych roztworów były wyłącznie koloru białego, a niskie stężenia roztworów powodowały, że niektóre reakcje były trudne do zaobserwowania i wymagały dozowania cieczy w odpowiednich proporcjach. Szczególnie ważne było to przy tworzeniu osadu PbCl_2 oraz przy rozтворzaniu osadów w nadmiarach odczynników. Dodatkowo za każdą niewłaściwą odpowiedź odejmowano 2 punkty od uzyskanej sumy z całego dotychczasowego dorobku. Nie przeszkadzało to jednak w strzelaniu i podawaniu losowych odpowiedzi, co czasem powodowało dotkliwą stratę punktów.

Treść pozostałych zadań bieżącej i wszystkich poprzednich edycji jest dostępna na stronie internetowej konkursu.

dr hab. inż. Tomasz Krawczyk

mgr inż. Mariusz Zalewski

dr inż. Maciej Gonet

Politechnika Śląska, Wydział Chemiczny

<http://www.chemia.polsl.pl/konkurs/>

Izotop renu – potencjalny magazyn energii

Badania nad izotopem renu ^{186}m , który w przyszłości mógłby okazać się użytecznym magazynem energii, rozpoczęto w Narodowym Centrum Badań Jądrowych w Świerku. Prace badawcze będą finansowane dzięki grantowi z Laboratorium Badawczego Armii USA (ARL).

Jak podkreśla NCBJ w przesłanej PAP informacji prasowej, problem magazynowania energii dotyczy wielu dziedzin naszego życia – od globalnej energetyki, poprzez transport, eksplorację kosmosu, aż do nanorobotyki. Największym wyzwaniem pozostaje jednak znalezienie sposobu na to, by jak najwięcej energii zgromadzić w jak najmniejszej objętości i w jak najmniejszej masie.

Teoretycznie idealnym magazynem energii są jądra atomowe. Energię, która w wyniku naturalnych procesów zgromadziła się w jądrach uranu wykorzystuje się dziś w elektrowniach jądrowych. Uran lub pluton to jednak paliwo, a nie akumulator. Dlatego fizycy wciąż poszukują nowych sposobów gromadzenia i uzyskiwania energii z jąder. Jednym z obiecujących pomysłów jest wykorzystanie długożyciowych jąder metastabilnych.

Od dawna bowiem wiemy, że niektóre jądra atomowe można wzbudzić do takiego stanu kwantowego, w którym przez długi czas – liczony nawet w setkach czy milionach lat – mogą pozostawać, zachowując dostarczoną im energię wzbudzenia. Niestety, zjawisko wzbudzenia kwantowego nie ma dobrego odpowiednika w skali życia codziennego. Mocno uogólniając, można powiedzieć, że składniki jądra – po dostarczeniu im energii wzbudzenia – zaczynają względem siebie drgać lub raczej obracać się (bo wysoki spin – czyli kwantowy odpowiednik momentu pędu – jest cechą charakterystyczną takich wzbudzonych, metatrwałych jąder). Jądro pozostające w metatrwałym stanie wzbudzonym można „nakłonić” do oddania energii wzbudzenia, którą nagromadziło. Trzeba tylko dostarczyć mu kolejną porcję energii, tak aby przeszło ono do stanu znacznie mniej trwałego.

„To trochę tak, jak z kulką, która utknęła w dołku na szczycie góry: jeśli ją trochę potrącimy, to wyjdzie z dołka i stoczy się po zboczach, rozpędzając się na końcu do energii, którą musieliśmy zużyć wnosząc ją wcześniej na tę górę” – wyjaśnia NCBJ.

W Świerku prowadzone będą badania nad jednym z najbardziej obiecujących kandydatów na akumulator izotopowy: jądrem renu ^{186}m . Połowiczny czas deekscytacji takiego izomeru wynosi ok. 200 tys. lat, a wartość wyzwalanej przy tym energii wynosi ok. 150 KeV. Oznacza to, że w 1 gramie renu ^{186}m zgromadzone jest ok. 30 kWh energii – czyli tyle, ile w popularnym akumulatorze do zasilania samochodu elektrycznego! Teoretycznie taki izomer może być bardzo atrakcyjnym źródłem energii – trzeba być jednak w stanie taki akumulator ładować i rozładowywać.



Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

64. Krajowa Olimpiada Chemiczna

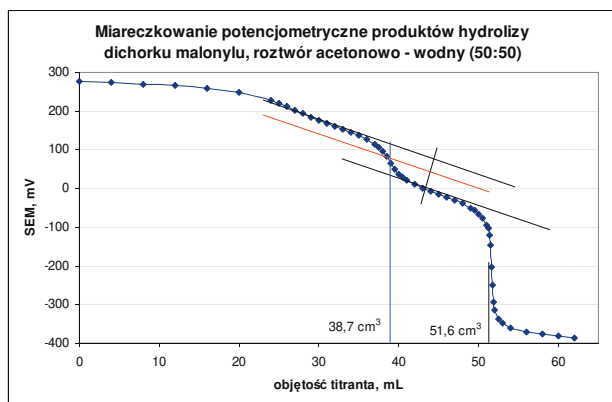
ETAP III

ZADANIA LABORATORYJNE

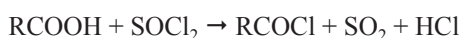
ZADANIE LABORATORYJNE 1

Oznaczanie czystości dichlorku malonylu

Chlorki kwasowe otrzymywane są w reakcji substytucji grupy hydroksylowej przez jony chlorkowe. Następuje



to podczas ogrzewania kwasu z chlorkiem tionylu w reakcji przebiegającej według równania:



Produkt finalny może być zanieczyszczony resztkami wyjściowego kwasu organicznego lub kwasu chlorowodorowego. Na rysunku pokazano krzywą miareczkowania potencjometrycznego wodno-acetonowego roztworu produktów hydrolizy czystego dichlorku malonylu (dichlorku kwasu propanodiowego) mianowanym roztworem wodorotlenku sodu.

Na stanowisku masz opisaną literą P kolbę miarową (o pojemności 200,0 cm³) zawierającą roztwór sporządzony przez rozpuszczenie w wodzie technicznego dichlorku malonylu. Dichlorek malonylu jest substancją bardzo higroskopijną, co bardzo utrudnia sporządzenie jego odważki.

Do dyspozycji masz mianowany roztwór kwasu chlorowodorowego o stężeniu podanym na butelce, roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu ok. 0,1 mol·dm⁻³.

Na stanowisku masz biuretę z lejkiem, pipetę jednomiarową o pojemności 25,00 cm³, dwie kolby stożkowe, dwie zlewki, cylinder miarowy.

Na stanowisku zbiorczym znajdują się wskaźniki: oranż metylowy i fenoloftaleina.

W tabelce umieszczonej w odpowiednim miejscu arkusza odpowiedzi podano dane kilku punktów miareczko-

wania konduktometrycznego roztworu próbki o składzie identycznym z tą, jaką masz w kolbie P. Stężenie titranta jest takie samo jak w Twoim zestawie.

UWAGA! Proszę założyć, że próbka technicznego dichlorku malonylu zawiera tylko **jedną** substancję traktowaną jako zanieczyszczenie.

Polecenia

- Na podstawie krzywej miareczkowania potencjometrycznego oraz wiedzy z zakresu chemii organicznej, podaj nazwy substancji znajdujących się w roztworze wziętym do miareczkowania. Podaj równanie reakcji hydrolizy dichlorku malonylu.
- Wyznacz, z dokładnością do czterech miejsc po przecinku, stężenie roztworu wodorotlenku sodu zgodnie z podanym przepisem wykonawczym. Uzasadnij wybór wskaźnika.
- Wykorzystując dostępny sprzęt i odczynniki wyznacz całkowitą liczbę milimoli kwasów w kolbie P, w przeliczeniu na jony wodorowe.
- Naszkicuj krzywą miareczkowania konduktometrycznego korzystając z danych podanych w tabeli w arkuszu odpowiedzi. Znajdź równania prostych odpowiadających miareczkowaniu poszczególnych składników i wyznacz ich punkt przecięcia. Oblicz liczbę milimoli poszczególnych składników w kolbie P.
- Na podstawie wyników miareczkowań odpowiedz, czym zanieczyszczona jest próbka dichlorku malonylu. Podaj liczbę milimoli substancji zanieczyszczającej w kolbie P.
- Oblicz procentową zawartość dichlorku malonylu w próbce poddanej hydrolizie.

Nastawianie miana roztworu wodorotlenku sodu

Napełnić biuretę roztworem wodorotlenku sodu. Do kolb stożkowych odmierzyć po 25,00 cm³ roztworu kwasu chlorowodorowego. Rozcieńczyć wodą do ok. 70 cm³, dodać kilka kropli odpowiedniego wskaźnika. Miareczkować do zauważalnej, trwałej zmiany barwy wskaźnika. Zanotować wynik miareczkowania, obliczyć liczbę milimoli titranta zużytego na miareczkowanie. Miareczkowanie powtórzyć do osiągnięcia zbieżnych wyników. Po skończonym miareczkowaniu przemyć biuretę wodą wodociągową, a następnie zdejonizowaną. Obliczyć stężenie roztworu wodorotlenku sodu (z dokładnością do czterech miejsc po przecinku).

UWAGA! Obejrzyj uważnie arkusz odpowiedzi. Zaplanuj i wpisz rozwiązanie tak, by mieściło się w wy-

znaczonym miejscu. Podaj skróty stosowane w arkuszu odpowiedzi.

Gospodaruj oszczędnie roztworami, dolewki nie są możliwe.

ZADANIE LABORATORYJNE 2

Wpływ składu rozpuszczalnika na barwę roztworu. Spektrofotometryczne oznaczanie wody

Aniony tiocyjanianowe tworzą barwne kompleksy z takimi jonami jak Fe(III), Co(II), Mo(V) i in. Ciekawym przypadkiem jest wykrywanie kobaltu(II). W środowisku wodnym, dla znacznego stężenia dodanych jonów tiocyjanianowych, tworzy się niebieski kompleks kobaltu(II). Czułość metody zależy od użytego stężenia jonów tiocyjanianowych. Jeśli do roztworu wprowadzi się aceton, to czułość reakcji znacznie wzrasta, dla niewielkiego stężenia jonów tiocyjanianowych roztwór wodny jest niemal bezbarwny, natomiast dodanie acetonu powoduje powstanie intensywnej niebieskiej barwy. Świadczy to o znacznym wpływie rodzaju rozpuszczalnika (tzw. solwatochromizm) na intensywność barwy. Podobnie do tiocyjanianu kobaltu(II) zachowuje się chlorek kobaltu(II).

Na rysunkach (załącznik do zadania 2) przedstawiono widma absorpcji:

- roztworów bezwodnego chlorku kobaltu w etanolu ze zróżnicowaną zawartością wody,
- roztworów bezwodnego chlorku kobaltu w etanolu ze zróżnicowaną zawartością metanolu na zimno i po ogrzaniu (og),
- roztworów tiocyjanianowego kompleksu kobaltu(II) w mieszaninie acetonu i etanolu (1:1) ze zróżnicowaną zawartością wody,
- roztworów barwnika CI 42051 w etanolu ze zróżnicowaną zawartością wody.

Pokazano także wpływ dodatku kwasu chlorowodorowego do roztworu, na otrzymywane widma.

W ampulkach opisanych cyframi **1**, **2**, **3** znajdują się roztwory: chlorku kobaltu(II) w etanolu, tiocyjanianowego kompleksu kobaltu(II) w mieszaninie etanol-aceton i barwnika CI 42051 w etanolu.

W ampulce opisanej literą **S** znajduje się próbka substancji roślinnej zawierającej wodę i etanol, masa próbki (bez etanolu) podana jest na ampulce. W próbówce z podziałką, opisaną literą **R**, znajduje się próbka mieszaniny etanol-aceton zawierająca wodę.

Dysponujesz rozpuszczalnikami takimi jak: bezwodny skażony etanol, metanol i mieszanina etanolu z acetonem. Na stanowisku znajdują się: zlewka, bagietka, lejeczek z sączkiem, kolbka miarowa o pojemności 25,00 cm³, pipeta wielomiarowa o pojemności 5,00 cm³, próbówka z korkiem, sześć próbek, sześć pipetek polietylenowych.

Uwaga! Wszystkie operacje w tym ćwiczeniu wymagają użycia **suchego** szkła. Szkło mokre może być w ostateczności przemyte skażonym etanolem.

Polecenia

- a. Dysponując danymi z widm absorpcji, przedstawionych w załączniku i na podstawie co najmniej dwóch doświadczeń, dokonaj identyfikacji roztworów w ampulkach **1**, **2** i **3**.
- b. Sporządź krzywą wzorcową przedstawiającą zależność względnego obniżenia absorbancji roztworu tiocyjanianowego kompleksu kobaltu w mieszaninie etanol – aceton – woda (zgodnie z przepisem wykonawczym) od zawartości wody w roztworze. Określ zakres prostoliniowej zależności, znajdź równanie prostej wzorcowej. Podane wyżej czynności powtórz również dla chlorku kobaltu w etanolu.
- c. Określ czułość metody oraz granicę oznaczalności zakładając, że błąd przygotowania roztworu wody w rozpuszczalniku organicznym jest zaniedbywalny, a błąd pomiaru wynosi 0,02 przy absorbancji 1.
- d. Oznacz masę wody w próbce **R** oraz procentową zawartość wilgoci w próbce **S**, korzystając z podanego przepisu wykonawczego.
- e. Czy możliwe jest selektywne oznaczanie metanolu w etanolu? Odpowiedź uzasadnij na podstawie załączonych rysunków.

Przepis wykonawczy

Do próbki w ampulce **S** dodać skażonego etanolu, wymieszać bagietką, pozostawić w spokoju do opadnięcia osadu. Roztwór z nad osadu przenieść do kolby miarowej o pojemności 25,00 cm³. Do ampulki z osadem dodać ok. 7 cm³ etanolu, wymieszać i po opadnięciu osadu roztwór przenieść do kolbki. Operację przemywania osadu w ampulce powtórzyć. Roztwór w kolbce miarowej uzupełnić do kreski skażonym etanolem. Do suchej próbówki z podziałką sączyć roztwór z kolbki miarowej, pierwszą partię przesącza odrzucić. Zebrać 5 cm³ przesącza, dodać 2 cm³ roztworu chlorku kobaltu w etanolu, uzupełnić etanolem do 10 cm³. Dokonać pomiaru absorbancji przy długości fali 625 nm (ze względów technicznych)*. Odczytaną absorbancję roztworu A_{roztw} odnieść do absorbancji roztworu niezawierającego wody (wartość A_{bezwodn} będzie podana przez obsługę spektrofotometru). Obliczyć względne obniżenie absorbancji:

$$\Delta A_{\text{wzgl}} = \frac{A_{\text{bezwodn}} - A_{\text{roztw}}}{A_{\text{bezwodn}}}$$

Z krzywej wzorcowej odczytać procentową zawartość wody w badanym roztworze.

Do próbówki **R** dodać 2 cm³ roztworu tiocyjanianowego kompleksu kobaltu(II) w roztworze etanolowo-acetonowym, uzupełnić do 15 cm³ mieszaniną aceton-etanol. Dokonać pomiaru absorbancji przy długości fali 625 nm. Odczytaną absorbancję roztworu odnieść do absorbancji roztworu niezawierającego wody (obliczyć względne obniżenie absorbancji w sposób podany wyżej). Z krzywej wzorcowej obliczyć procentową zawartość wody w badanym roztworze.

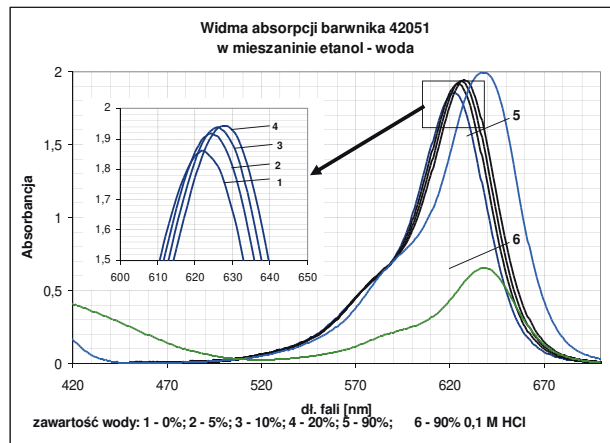
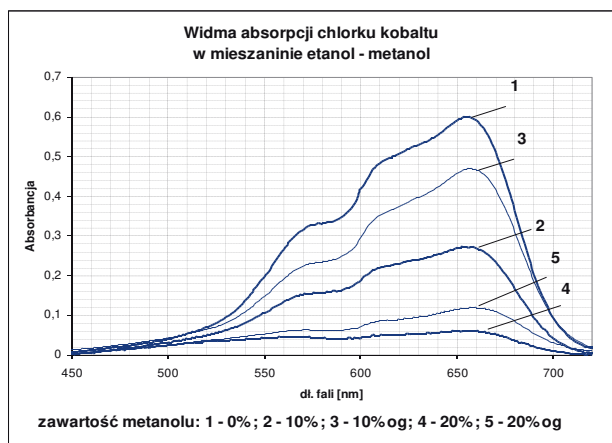
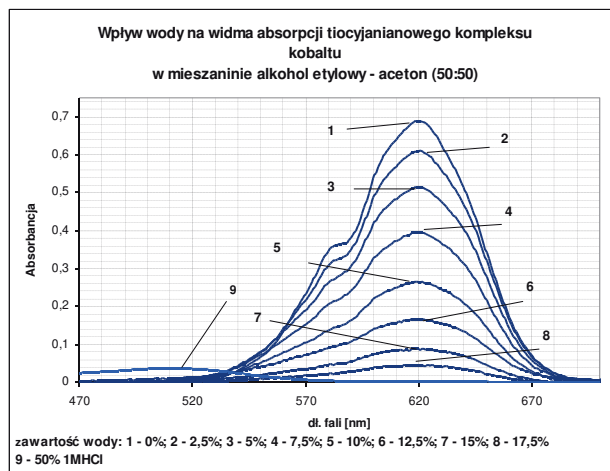
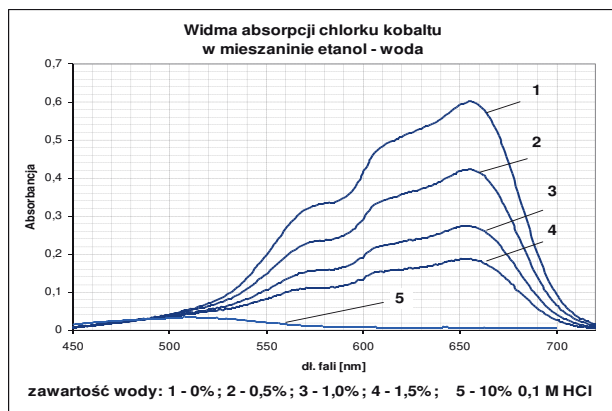
* Mierząc absorbancję przy λ_{max} uzyskuje się największą czułość pomiaru. Gdy pik jest szeroki niewiele traci

się na czułości mierząc absorbancję w pobliżu maksimum. W przypadku wykonywanych doświadczeń λ_{max} wynosi odpowiednio 620 nm i 655 nm. Ze względów technicznych zmiana długości fali na dostępnych spektrofotometrach

byłaby zbyt czasochłonna, dlatego wybrano do pomiarów pośrednią długość fali 625 nm.

Pamiętaj o zachowaniu zasad bezpieczeństwa podczas wykonywania analiz!

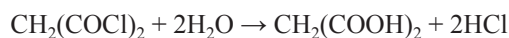
Załącznik do zadania 2.



ROZWIĄZANIA ZADAŃ LABORATORYJNYCH

ROZWIĄZANIE ZADANIA LABORATORYJNEGO 1

Ad a. Dichlorek malonylu hydroлізуje w wodzie, produktami tej reakcji są kwas chlorowodorowy i kwas malonowy, który jest kwasem dikarboksylovym. Z wykresu krzywej miareczkowania potencjometrycznego wynika, że stałe dysocjacji tego kwasu K_{a1} i K_{a2} znacznie się różnią. Występują dwa skoki krzywej miareczkowania, pierwszy słabo widoczny dla objętości titranta ok. 39 cm³, a drugi dla objętości 52 cm³ (całkowita objętość titranta na zmiareczkowanie sumy kwasów). Różnica pomiędzy pierwszym i drugim skokiem wynosi 13 cm³, co stanowi 25% całej objętości zużytego titranta. Tak więc w mieszaninie obecny jest kwas chlorowodorowy (mocny) i kwas malonowy (słaby).



Ad b. Do nastawiania miana roztworu wodorotlenku sodu użyję mianowanego roztworu kwasu chlorowodorowego i fenoloftaleiny jako wskaźnika. Stężenie roztworu kwasu chlorowodorowego wynosi 0,1057 mol·dm⁻³. Mia-

rezkowanie będę prowadził do pierwszej, zauważalnej zmiany barwy wobec roztworu porównawczego (roztwór HCl z dodanym wskaźnikiem). Zmiana barwy wskaźnika powinna przypadać możliwie blisko punktu równowagi, a ten z uwagi na możliwość zanieczyszczenia roztworu wodorotlenku sodu węglanami będzie przypadał powyżej pH 7. Oranż metylowy jest wskaźnikiem dwubarwnym, zmieniającym barwę w zakresie pH 3,1 – 4,4 z czerwonej na żółto-pomarańczową. Dodanie zbyt dużej ilości titranta nie powoduje zmiany zabarwienia, nie można zatem określić czy nie nastąpiło przemiareczkowanie. Użycie fenoloftaleiny pozwala na takie obserwacje (po przekroczeniu objętości titranta, koniecznej dla osiągnięcia punktu równowagi, roztwór będzie miał bardziej intensywnej barwę). Miareczkowanie powtarzam do uzyskania zbieżnych wyników. Na zmiareczkowanie porcji roztworu HCl zużywam średnio V_{NaOH} cm³ roztworu NaOH, 28,20 cm³. Stężenie roztworu NaOH wyliczę z następującego wzoru:

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}} = \frac{0,1057 \cdot 25,00}{28,20} = 0,09371 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

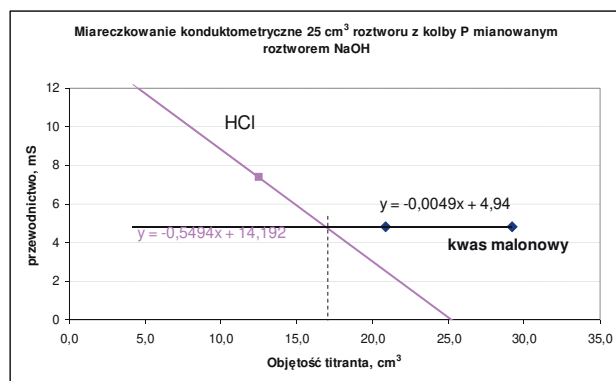
Ad *c*. Odmierzyłem do kolby stożkowej pipetą jednorazową 25,00 cm³ roztworu próbki P, co stanowi 1/8 całej próbki. Rozcieńczyłem wodą do ok. 70 cm³ posługując się cylindrem miarowym. Dodałem kilka kropli roztworu fenoloftaleiny i miareczkowałem mianowanym roztworem NaOH do lekko różowego zabarwienia. Objętość zużytego titranta wyniosła V_{NaOH} . Powtórzyłem miareczkowanie tyle razy, by uzyskać powtarzalne wyniki. Obliczyłem średnią V_{NaOH} . Wyniosła ona **32,70 cm³**. Liczbę milimoli jonów wodorowych w kolbie P obliczyłem ze wzoru:

$$n_{\text{H}^+} = 8 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 8 \cdot 0,09371 \cdot 32,7 = \mathbf{24,51 \text{ mmol}}$$

Ad *d*. Sporządzam szkic krzywej miareczkowania konduktometrycznego:

Przykładowe dane

Objętość titranta, cm ³	Przewodnictwo, mS
4,1	11,94
12,2	7,49
20,4	4,84
28,6	4,8



Znajduję współrzędną x (objętość titranta) punktu przecięcia prostych

$$-0,5494 \cdot x + 14,192 = -0,0049 \cdot x + 4,94 \Rightarrow x = 16,99 \text{ cm}^3$$

ROZWIĄZANIE ZADANIA LABORATORYJNEGO 2

Rozmieszczenie substancji

Nr ampułki	1	2	3
Układ barwny	Barwnik CI 42051	Etanol CoCl ₂	Etanol-aceton Co(SCN) _n

Ad *a*. Układy barwne przedstawione na rysunkach w załączniku wykazują różną wrażliwość zmiany barwy na skład rozpuszczalnika. Najmniej wrażliwy na zawartość wody jest układ zawierający barwnik CI 42051, bardziej wrażliwy jest układ zawierający tycyanianowy kompleks kobaltu, a najbardziej wrażliwy jest etanolowy

Pierwsza część krzywej (kwadraty) opisuje odmiareczkowanie kwasu chlorowodorowego, druga (romby) kwasu malonowego. Tak więc w próbce P zawarte jest $16,99 \cdot 8 \cdot c_{\text{NaOH}}$ jonów wodorowych pochodzących od kwasu chlorowodorowego:

$$8 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot x_{\text{NaOH}} = 8 \cdot 0,09371 \cdot 16,99 = \mathbf{12,74 \text{ milimoli kwasu chlorowodorowego}}$$

Uwzględniając całkowitą liczbę moli jonów wodorowych uzyskanych w miareczkowaniu wobec fenoloftaleiny można stwierdzić, że w kolbie P zawarte jest także

$$8 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot (V_{\text{NaOH}} - x_{\text{NaOH}}) / 2 = 4 \cdot 0,09371 \cdot (32,70 - 16,99) = \mathbf{5,89 \text{ milimoli kwasu malonowego}}$$

powstałego w wyniku hydrolizy dichlorku malonyłu.

Ad *e*. Na podstawie wyników uzyskanych w punkcie *d*. można stwierdzić, że próbka technicznego dichlorku malonyłu zawierała jako domieszkę kwas chlorowodorowy bo $2 \cdot x_{\text{NaOH}} > V_{\text{NaOH}}$. Dla $2 \cdot x_{\text{NaOH}} = V_{\text{NaOH}}$ próbka byłaby czystym dichlorkiem malonyłu, a dla $2 \cdot x_{\text{NaOH}} < V_{\text{NaOH}}$ próbka byłaby zanieczyszczona kwasem malonowym. Liczba milimoli kwasu chlorowodorowego jako domieszki wynosiła:

$$n_{\text{HCl dom}} = 8 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot (2 \cdot x_{\text{NaOH}} - V_{\text{NaOH}}) = 8 \cdot 0,09371 \cdot (2 \cdot 16,99 - 32,70) = \mathbf{0,96 \text{ mmol}}$$

Gdyby domieszką był kwas malonowy, wtedy liczba milimoli tej domieszki wynosiłaby:

$$n_{\text{mal dom}} = 4 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot (V_{\text{NaOH}} - 2 \cdot x_{\text{NaOH}})$$

Ad *f*. Dla $2 \cdot x_{\text{NaOH}} > V_{\text{NaOH}}$ liczba milimoli kwasu malonowego w kolbie P odpowiada liczbie milimoli dichlorku malonyłu w próbce poddanej hydrolizie. Masa próbki technicznego dichlorku malonyłu wynosi:

$$n_{\text{Cl mal}} \cdot M_{\text{Cl mal}} + n_{\text{HCl dom}} \cdot M_{\text{HCl}} = 5,89 \cdot 140,92 + 0,96 \cdot 36,46 = \mathbf{865,0 \text{ mg}}$$

Zawartość procentowa dichlorku malonyłu w preparacie technicznym wynosi **95,95%**.

Dla $2 \cdot x_{\text{NaOH}} < V_{\text{NaOH}}$ liczba milimoli dichlorku malonyłu w próbce poddanej hydrolizie odpowiada połowie liczby milimoli kwasu chlorowodorowego w kolbie P.

roztwór chlorku kobaltu. Roztwór chlorku kobaltu w etanolu jest także wrażliwy na zawartość metanolu, przy czym taki roztwór zmienia barwę na różową w temperaturze pokojowej, a po podgrzaniu staje się niebieski (jest to przykład termochromizmu).

Odmierzam ok. 1 cm³ każdego roztworu do suchych próbek i wkraplam do każdej wodę. Roztwór **1** nie odbarwia się mimo dodatku ok. 1 cm³ wody. Drugi roztwór odbarwia się już po dodaniu 1 kropli wody, zaś trzeci odbarwia się po dodaniu 5 kropli wody.

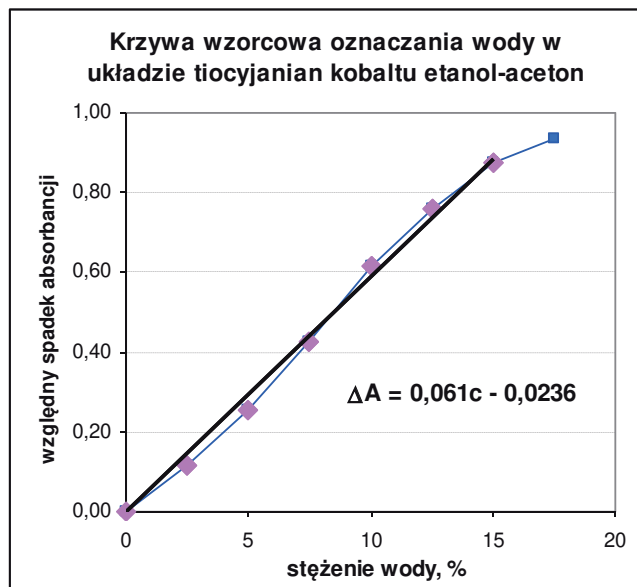
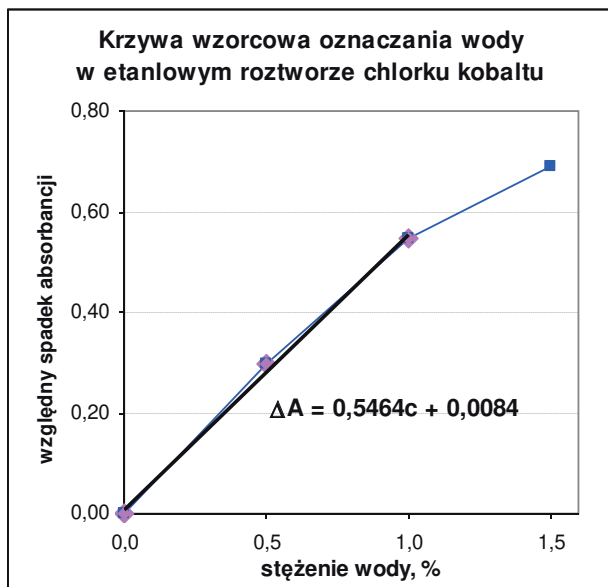
Drugi roztwór, jako jedyny, odbarwia się po dodaniu ok. 1 cm³ metanolu (przyjmuje niefarbowe, różowe zabarwienie), a po ogrzaniu w gorącej wodzie niebieskie zabarwie-

nie powraca. Jeden z roztworów zmienia barwę na zieloną pod wpływem kwasu chlorowodorowego, co pozwala potwierdzić identyfikację barwnika CI 42051.

Powyższe obserwacje pozwalają na stwierdzenie, że w ampulce **1** zawarty jest roztwór barwnika CI 42051,

w ampulce **2** – roztwór chlorku kobaltu, zaś w ampulce **3** – roztwór tioocyanianowego kompleksu kobaltu.

Ad **b**. Wykresy krzywej wzorcowej dla pomiarów absorbancji przy 625 nm dla układu kompleksu tioocyanianowego kobaltu w mieszaninie etanol-aceton i chlorku kobaltu w etanolu przedstawiono na rysunku.



Dla układu: chlorek kobaltu w etanolu, zależność względnego spadku absorbancji mieszaniny w funkcji procentowej zawartości wody wykreślona dla całego badanego zakresu nie ma przebiegu prostoliniowego, natomiast w zakresie zawartości wody w mieszaninie od 0 do 1% ma charakter prostoliniowy ze współczynnikiem kierunkowym 0,5464. Dla układu: tioocyanianowy kompleks kobaltu w mieszaninie etanol-aceton, zależność względnego spadku absorbancji roztworu od procentowej zawartości wody, wykreślona dla całego zakresu, nie ma charakteru prostoliniowego, natomiast w zakresie zawartości wody w mieszaninie od 0% do 15% ma charakter prostoliniowy ze współczynnikiem kierunkowym 0,061.

Ad **c**. Współczynnik kierunkowy prostej wzorcowej wyznacza czułość metody spektrofotometrycznej. Wzrost zawartości wody powoduje względny spadek absorbancji (o 0,546 jednostki na 1 % zawartości wody dla chlorku kobaltu w etanolu i 0,061 dla układu tioocyanian kobaltu etanol-aceton). Granica oznaczalności w prostoliniowym zakresie krzywej wynosi 0,05% zawartości wody dla etanolu z chlorkiem kobaltu, a dla tioocyanianowego kompleksu kobaltu w mieszaninie etanol – aceton jest znacznie wyższa i wynosi 0,71% zawartości wody.

Ad **d**. Odważkę próbki o masie 2,23 g wymieszano z kilkoma porcjami etanolu, roztwór zgromadzono w kolbce miarowej o pojemności 25 cm³. Uzupełniono etanolem do kreski i sączono do próbówki o pojemności 10 cm³. Zebrano 5 cm³ przesącza, dodano roztwór chlorku kobaltu w etanolu i uzupełniono etanolem do 10 cm³. Po wymieszaniu zmierzono absorbancję roztworu dla długości fali 625 nm.

Absorbancja roztworu niezawierającego wody wynosiła 0,785, natomiast absorbancja roztworu badanego 0,572. Tak więc względny spadek absorbancji wyniósł 0,271. Z równania krzywej wzorcowej obliczam stężenie wody w roztworze, które wynosi 0,48%. Tak więc w 10 cm³ roztworu zawarte jest 48 mg wody. W całej próbce zawarte będzie 25/5 razy więcej wody, a więc 240 mg. Procentowa zawartość wody w próbce wynosi 0,240 · 100%/2,23 = **10,8%**.

Zawartość wody w próbce **R** oznaczą przez pomiar absorbancji roztworu sporządzonego przez dodanie 2 cm³ roztworu tioocyanianu kobaltu i uzupełnienie mieszaniną aceton-etanol do 15 cm³. Absorbancja roztworu nie zawierającego wody wynosiła 1,035, natomiast absorbancja roztworu badanego wyniosła 0,572. Tak więc względny spadek absorbancji wyniósł 0,355. Obliczone z krzywej wzorcowej stężenie wody w roztworze wynosi 6,2%, tak więc ilość wody w próbce **R** to 0,062 · 15 = **0,93 g**.

Ad **e**. Obniżenie absorbancji roztworu chlorku kobaltu w etanolu spowodowane obecnością w roztworze metanolu mogłoby stanowić podstawę do oznaczenia zawartości metanolu w etanolu. Wynik byłby jednak zakłócany silnym wpływem wody. Kontrolę nad tym, czy obniżenie absorbancji nie jest spowodowane obecnością wody, mogłoby stanowić ogrzanie odbarwionego roztworu. W przypadku metanolu niebieska barwa roztworu powraca, co nie ma miejsca w obecności wody.

Autor zadań laboratoryjnych – Stanisław Kuś

Sprawozdanie Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej z 64. Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym 2017/2018.

W roku szkolnym 2017/2018 odbyła się 64. Olimpiada Chemiczna. Przygotowania do niej, tak jak w latach poprzednich, rozpoczęły się po uroczystości zakończenia 63. Olimpiady w dniu 10 czerwca 2017 r., gdy folder z tekstami zadań przygotowawczych został zamieszczony na stronie internetowej Olimpiady Chemicznej, a następnie rozesłany do nauczycieli i szkół. Zainteresowani uczniowie mogli zatem rozpocząć indywidualne rozwiązywanie zadań etapu wstępnego jeszcze przed wakacjami i uzupełniać przy tym swoje wiadomości na podstawie zalecanej literatury, a także korzystając z konsultacji nauczycieli i starszych kolegów.

Zgodnie z terminarzem 64. Olimpiady, do 22 października 2017 r. wszyscy chętni do udziału w zawodach musieli zarejestrować się na stronie internetowej Olimpiady i zarazem przekazać swojemu nauczycielowi rozwiązania zadań z części A folderu (zadania obowiązkowe). Wstępnie zarejestrowało się 1166 uczniów z 339 szkół. Nauczyciele po zweryfikowaniu rozwiązań wysłali je do Komitetów Okręgowych. Na podstawie otrzymanych udokumentowanych rozwiązań zadań etapu wstępnego ostatecznie zostało zakwalifikowanych do etapu pierwszego 983 uczniów z 284 szkół (Tabela 1).

Etap I odbył się 25 listopada 2017 r. w szesnastu większych miastach Polski, pod nadzorem komisji powołanych przez Komitety Okręgowe. Zawodnicy rozwiązywali 5 zadań teoretycznych. Na podstawie uzyskanych wyników Komitet Główny zakwalifikował do II etapu 362 zawodników ze 133 szkół (Tabela 1).

Etap II odbył się w dniach 26 i 27 stycznia 2018 r. w 13 miejscowościach, będących siedzibami Komitetów Okręgowych. Uczniowie mieli do rozwiązania 5 zadań teoretycznych oraz jedno zadanie laboratoryjne. Na podstawie wyników tego etapu do III etapu (finału) Komitet Główny zakwalifikował 103 uczniów z 51 szkół.

Etap III odbył się w dniach 23 i 24 marca 2018 r. w Warszawie. Zawody laboratoryjne, na które składało się rozwiązanie 2 zadań (z jakościowej i ilościowej analizy chemicznej), przeprowadzone zostały w laboratoriach Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej, a zawody teoretyczne, wymagające rozwiązywania 5 zadań – w Auli Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego.

Po sprawdzeniu prac Komitet Główny wyłonił 32 laureatów i 3 wyróżnionych (Tabela 2) oraz 4 reprezentantów Polski na Olimpiadę Międzynarodową (IChO), która w tym roku odbędzie się w Bratysławie (Słowacja) i Pradze (Czechy), w dniach od 19 do 29 lipca. Do udziału w niej zostali zakwalifikowani: zwycięzca tegorocznej Olimpiady: **Antoni Prus**, uczeń III klasy V LO im. Augusta Witkowskiego w Krakowie, **Wojciech Jankowski**, uczeń III klasy III LO im. Marynarki Wojennej RP w Gdyni, **Paweł Tyrna**, uczeń III klasy LO Towarzystwa Szkolnego im. Mikołaja Reja w Bielsko-Białej i **Daniel Golec**, uczeń III klasy V LO

im. Augusta Witkowskiego w Krakowie. Zawodnikiem rezerwowym został **Grzegorz Procyk**, uczeń II klasy LOZS UMK Gimnazjum Akademickiego w Toruniu. Wszystkie zadania (wraz z przykładowymi rozwiązaniami) z poszczególnych etapów oraz wyniki finału są zamieszczone na stronie internetowej Olimpiady: www.olchem.edu.pl

Tradycyjnie laureaci i wyróżnieni oraz ich nauczyciele i dyrektorzy szkół zostali zaproszeni na uroczyste zakończenie Olimpiady, które miało miejsce 16 czerwca 2018 r. w Auli Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego. Uroczystość tę zaszczylicili swoją obecnością znakomici goście, którzy wspierali szkoły i Komitet Główny zarówno w pracy, jak i finansowo w nagradzaniu laureatów. Byli nimi przedstawiciele:

- ! Instytutów Polskiej Akademii Nauk, reprezentowanych przez: prof. dr hab. Sławomira Jarosza, Dyrektora Instytutu Chemii Organicznej PAN oraz prof. dr hab. Marka Tkacza, wicedyrektora Instytutu Chemii Fizycznej PAN;
- ! Polskiego Towarzystwa Chemicznego – w osobie Wiceprzewodniczącej PTChem, dr hab. inż. Izabeli Madury z Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej;
- ! Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego, reprezentowanego przez Dziekana, dr hab. Andrzeja Kudelskiego, prof. UW, prof. dr hab. Rafała Sicińskiego, Prodziekana ds. naukowych i współpracy z zagranicą, prof. dr hab. Pawła Kuleszę, wieloletniego Dziekana, członka korespondenta PAN i wiceprzewodniczącego Komitetu Chemii PAN, prof. dr hab. Józefa Mieczkowskiego, Przewodniczącego Komitetu Okręgowego Olimpiady w Warszawie;
- ! Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej, w osobach: Dziekana, prof. dr hab. inż. Władysława Wieczorka, członka Komitetu Chemii PAN oraz dr hab. inż. Michała Fedoryńskiego, prof. PW.
- ! Wydziału Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego, w osobach: Prodziekana dr hab. Andrzeja Eilmesa, prof. UJ, laureata Krajowej Olimpiady Chemicznej i medalisty XVII Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej, dr hab. Elżbiety Szostak, Przewodniczącej Komitetu Okręgowego w Krakowie i dr Ewy Odrowąż – Sekretarz tego Komitetu.
- ! Wydziału Chemii Uniwersytetu Adama Mickiewicza w Poznaniu – w osobach: dr hab. Romualdy Bregier – Jarzębowskiej, Przewodniczącej Komitetu Okręgowego Olimpiady Chemicznej w Poznaniu i mgr Beaty Hildebrandt, Sekretarza Komitetu, reprezentujących Dziekana Wydziału Chemii UAM, prof. dr hab. Henryka Koroniaka.
- ! Wydziału Chemii Uniwersytetu Łódzkiego, w osobach: dr hab. Roberta Zakrzewskiego, prof. UŁ, Prodziekana ds. studenckich i jakości kształcenia oraz dr Pawła Urbaniaka, Sekretarza Komitetu Okręgowego w Łodzi.

Tabela 1. 64. Olimpiada Chemiczna - uczestnictwo w poszczególnych okręgach

Okręg	I etap		II etap		Finał		Laureaci	Wyróżnieni	szkoły L + W
	uczniów	szkół	uczniów	szkół	uczniów	szkół			
Białostocki	40	10	11	5	1	1	1	0	1
Gdański	90	24	30	10	7	2	2	1	1
Katowicki	57	30	22	15	8	8	5	0	5
Kielecki	32	13	9	5	1	1	0	0	0
Krakowski	83	22	34	11	12	2	7	1	1
Lubelski	54	21	26	12	6	5	1	0	1
Łódzki	97	17	40	9	8	4	1	0	1
Poznański	61	27	21	10	3	2	0	0	0
Rzeszowski	41	16	16	11	5	3	2	0	2
Szczeciński	71	11	26	6	8	2	1	1	1
Toruński	111	33	31	9	17	4	4	0	1
Warszawski	156	35	57	18	24	6	8	0	3
Wrocławski	90	25	39	12	3	1	0	0	0
Łącznie	983	284	362	133	103	41	32	3	17

I Wydziału Chemicznego Politechniki Rzeszowskiej w osobie dr inż. Janusza Pusza, Sekretarza Komitetu Okręgowego w Rzeszowie.

Zaproszenie przyjęli także przedstawiciele Sponsorów: mgr Andrzej Reszka, Dyrektor Generalny „SHIM-POL A.M. Borzymowski” (który przybył z małżonką i dziećmi) oraz p. Martyna Stupczewska, Kierownik programu ADAMED SmartUP.

Członkowie Prezydium Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej – Przewodniczący, prof. dr hab. Marek Orlik, Wiceprzewodnicząca – prof. dr hab. Aleksandra Misicka-Kęsik, Sekretarz Naukowy – dr hab. Ewa Poboży oraz Kierownik Organizacyjny – mgr Wanda Szelągowska wręczyli laureatom oraz ich nauczycielom (Tabela 2) dyplomy i nagrody od Komitetu Głównego. Zwycięzca otrzymał laptop Asus S 510, a pozostali zawodnicy, odpowiednio – smartfony firmy Apple lub Samsung, tablety iPad Air, czytniki Amazon Kindle, aparaty fotograficzne instax oraz zewnętrzne dyski twarde.

Tradycyjnie przyznane zostały też nagrody specjalne (tym razem były to zegarki smartwatch firmy Michael Kors), które otrzymali: zwycięzca Antoni Prus – od Dziekana Wydziału Chemicznego PW, Tomasz Ślusarczyk – od Dziekana Wydziału Chemii UW oraz Wojciech Jankowski – od Pani Dziekan Wydziału Chemii UŁ.

Nagrody za najlepiej rozwiązane zadania z chemii organicznej, od Dyrektora Instytutu Chemii Organicznej PAN, prof. dr hab. Sławomira Jarosza, otrzymali: Wojciech Jankowski, Kordian Głębowski i Mikołaj Popławski.

Nagrody za najlepiej rozwiązane zadania z chemii fizycznej, ufundowane przez Dyrektora Instytutu Chemii Fizycznej PAN, prof. dr hab. Marcina Opałę, a wręczone

przez prof. dr hab. Marka Tkacza otrzymali: Dominik Gulowski, Antoni Prus i Piotr Szukało.

Nagrody za najlepiej rozwiązane zadania laboratoryjne, ufundowane przez PWN w postaci zestawu książek akademickich Danielowi Golcowi, Antoniemu Prusowi i Pawłowi Tyrnie w imieniu Wydawnictwa wręczył prof. dr hab. Marek Orlik.

Nagrody otrzymali także najmłodszy laureaci – uczniowie klas pierwszych liceum. Tomaszowi Ślusarczykowi Dziekan Wydziału Chemii UAM ufundował głośnik firmy JBL, a Dominik Bałaban od Prezesa firmy SHIM-POL otrzymał podręcznik „Chemia Organiczna” autorstwa Johna McMurry’ego.

Dzięki hojności sponsorów także opiekunowie laureatów otrzymali prezenty: karty prezentowe do EMPIKU, ufundowane przez Prezesa firmy SHIM-POL, zestaw sześciu gier dydaktycznych (dzięki wsparciu firmy AZOTY) oraz poręczne notatniki z długopisem i znacznikami, zapewnione przez firmę ADAMED.

Zgodnie z miłą tradycją, członkom polskiej reprezentacji na Olimpiadę Międzynarodową w Czechach i na Słowacji, polską flagę wraz z życzeniami powodzenia na zawodach przekazał Jakub Narodowicz – srebrny medalista z ubiegłorocznej 49. IChO w Tajlandii.

Wszyscy finaliści (uczestnicy III etapu) i laureaci otrzymali wystawione przez Komitet Główny zaświadczenia, zwalniające ich z notą najwyższą z egzaminu maturalnego z chemii oraz będące podstawą do skorzystania z odpowiednich uprawnień przy przyjmowaniu na I rok studiów wyższych.

Po zakończeniu części oficjalnej wszyscy obecni zostali zaproszeni do Starej Biblioteki Wydziału Chemii UW na poczęstunek.

Olimpiada Chemiczna jest finansowana przez Ministerstwo Edukacji Narodowej.



Sponsorem głównym I etapu 64. Olimpiady Chemicznej była Grupa Azoty SA.

Tabela 2. Lista rankingowa 32 laureatów i 3 wyróżnionych 64. Olimpiady Chemicznej.

1	Prus	Antoni Artur	3	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	dr Wojciech Przybylski
2	Ślusarczyk	Tomasz	1	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	mgr Iwona Król, dr Wojciech Przybylski
3	Jankowski	Wojciech Jan	3	III LO im. Marynarki Wojennej RP	Gdynia	mgr Justyna Raulin
4	Tyrna	Paweł Franciszek	3	LO Towarzystwa Szkolnego im. Mikołaja Reja	Bielsko-Biała	mgr Alicja Klus
5	Golec	Daniel Maksymilian	3	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	mgr Iwona Król, dr Wojciech Przybylski
6	Szukało	Piotr	2	V LO im. Ks. J. Poniatowskiego	Warszawa	mgr Krzysztof Kuśmierczyk, dr hab.inż. Michał Fedoryński prof. PW
7	Procyk	Grzegorz	2	ZS UMK Gimnazjum i Liceum Akademickie	Toruń	mgr Małgorzata Augustynowicz-Klyszevska, dr Andrzej Wolan
8	Ragus	Julia	3	V LO im. Ks. J. Poniatowskiego	Warszawa	Wojciech Łyczek, mgr Krzysztof Kuśmierczyk
9	Kulczyk	Stanisław Marek	2	V LO im. Ks. J. Poniatowskiego	Warszawa	Grzegorz Rak, mgr Krzysztof Kuśmierczyk
10	Goławski	Marcin	3	V LO im. Andrzeja Struga	Gliwice	mgr inż. Elżbieta Sztokalo
11	Balaban	Dominik Oskar	1	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	dr Wojciech Przybylski
12	Hess	Adrian	2	I LO im. Bartłomieja Nowodworskiego	Kraków	mgr Grzegorz Hudziak, mgr Maria Kluz
13	Szałata	Karolina Angelika	3	I SLO im. Unii Europejskiej	Zamość	mgr Włodzimierz Kuśmierczuk
14	Popławski	Mikołaj	2	II LO im. prof. Kazimierza Morawskiego	Przemyśl	mgr inż. Marian Sztaba
15	Giegier	Adam Piotr	2	XXVII LO im. T. Czackiego	Warszawa	mgr Joanna Pawłowska, Mateusz Pawlak
16	Gulgowski	Dominik Jan	3	III LO im. Marynarki Wojennej RP	Gdynia	mgr Justyna Raulin
17	Łukasik	Maciej Bartłomiej	3	V LO im. Ks. J. Poniatowskiego	Warszawa	mgr Krzysztof Kuśmierczyk
18	Malkiewicz	Anna	2	ZS UMK Gimnazjum i Liceum Akademickie	Toruń	mgr Małgorzata Augustynowicz-Klyszevska
19	Kowalik	Filip Tomasz	2	XIV LO im. S. Staszica	Warszawa	mgr inż. Agnieszka Kuś, mgr inż. Edyta Górecka
20	Wąsowicz	Marcin Krzysztof	3	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	dr. Wojciech Przybylski
21	Karaszewski	Kajetan	3	ZS UMK Gimnazjum i Liceum Akademickie	Toruń	mgr Małgorzata Augustynowicz-Klyszevska, dr Andrzej Wolan
22	Skiba	Mikołaj Jerzy	2	ZS UMK Gimnazjum i Liceum Akademickie	Toruń	mgr Małgorzata Augustynowicz-Klyszevska
23	Zydlowski	Igor Tomasz	2	IX LO im. Klementyny Hoffmanowej	Warszawa	mgr inż. Szymon Kucharski, Piotr Dzwoniarek
24	Kraus	Barbara Maja	3	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	dr Wojciech Przybylski
25	Matuszczyk	Radosław Szymon	2	ZS 6 im. Króla Jana III Sobieskiego	Jastrzębie-Zdrój	mgr Jerzy Maduzia
26	Lewandowski	Piotr Krzysztof	3	III LO im. A. Mickiewicza	Katowice	mgr Monika Gałkiewicz
27	Głabowski	Kordian	2	II LO im. Mieszka I	Szczecin	mgr Teresa Kologrecka - Bajek
28	Kotańska	Anna Aleksandra	3	XIV LO im. S. Staszica	Warszawa	mgr inż. Agnieszka Kuś, dr hab.inż. Michał Fedoryński prof. PW
29	Pluta	Mateusz	3	I SLO im. Jana Tarnowskiego	Tarnobrzeg	mgr Magdalena Ciach
30	Irlík	Krzysztof Kamil	3	I LO im. Edwarda Dembowskiego	Gliwice	mgr Katarzyna Czapla
31	Błażejowski	Tomasz	3	Publiczne LO Politechniki Łódzkiej	Łódź	dr inż. Elżbieta Szubiakiewicz, dr Krzysztof Klimaszewski
32	Łuszczynski	Krzysztof	3	I LO im. Adama Mickiewicza	Białystok	dr Izabela Dobrzyńska
33	Drabik	Michał	2	V LO im. Augusta Witkowskiego	Kraków	dr Wojciech Przybylski, mgr Iwona Król
34	Fabiański	Michał	3	III LO im. Marynarki Wojennej RP	Gdynia	mgr Justyna Raulin
35	Dąbrowski	Piotr Mateusz	3	II LO im. Mieszka I	Szczecin	mgr Teresa Kologrecka-Bajek

Zawody odbyły się dzięki życzliwości władz i pracowników wydziałów chemicznych 16 uczelni.



Lista sponsorów, którzy przyczynili się do wzbogacenia nagród 64 Olimpiady Chemicznej:

1. Dyrektor Instytutu Chemii Fizycznej PAN
2. Dyrektor Instytutu Chemii Organicznej PAN
3. Dziekan Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego
4. Dziekan Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej
5. Dziekan Wydziału Chemii Uniwersytetu Łódzkiego
6. Dziekan Wydziału Chemii Uniwersytetu Adama Mickiewicza



Kalendarium następnego, 65. Olimpiady Chemicznej przedstawia się następująco:

- 21 października 2018 r. – zakończenie etapu wstępnego i rejestracji internetowej zawodników
- 27 października 2018 r. – ostateczny termin przesłania prac etapu wstępnego do Komitetów Okręgowych.
- 24 listopada 2018 r. (sobota): godz. 11⁰⁰ – 16⁰⁰: zawody I etapu w miejscach wyznaczonych przez Komitety Okręgowe.
- 1 lutego 2019 r. (piątek) godz. 12⁰⁰ – 17⁰⁰: zawody części teoretycznej II etapu
- 2 lutego 2019 r. (sobota) godz. 9⁰⁰ – 14⁰⁰: zawody części laboratoryjnej II etapu
- 29 marca 2019 r. (piątek) godz. 14⁰⁰ – 19⁰⁰: zawody części laboratoryjnej III etapu
- 30 marca 2019 r. (sobota) godz. 8³⁰ – 13³⁰: zawody części teoretycznej III etapu.

I. PRENUMERATĘ NA ROK 2019 I ROK SZKOLNY 2018/2019 ZAMÓWIĆ BEZPOŚREDNIO U WYDAWCY

- **Przez internet:** zakładka *Prenumerata 2019* na stronie www.aspress.com.pl i wypełniając formularz zamówienia na podstronie prenumeraty
- **e-mailem:** szewczyk24@gmail.com ■ **telefonicznie:** 606 201 244 ■ **listownie:** Agencja AS Józef Szewczyk, ul. Warchałowska 2/58, 02-776 Warszawa

Cena prenumeraty w 2019 roku

Tytuł	Liczba wydań (I i II półroczu)	Cena egzemplarzowa	Cena prenumeraty rocznej	Cena prenumeraty w I półroczu
Dwumiesięczniki				
Chemia w Szkole	6 (3+3)	25,00	150,00	75,00
Geografia w Szkole	6 (3+3)	25,00	150,00	75,00
Fizyka w Szkole z Astronomią	6 (3+3)	27,50	165,00	82,50
Wiadomości Historyczne z WOS	6 (3+3)	27,50	165,00	82,50

II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

1. **RUCH** – zamówienia na prenumeratę w wersji papierowej i na e-wydania można składać bezpośrednio na stronie www.prenumerata.ruch.com.pl. Ewentualne pytania prosimy kierować na adres e-mail: prenumerata@ruch.com.pl lub kontaktując się z Centrum Obsługi Klienta „RUCH” pod numerami: 22 693 70 00 lub 801 800 803 – czynne w dni robocze w godzinach 7.00–17.00. Koszt połączenia wg taryfy operatora.
 2. **GARMOND PRESS** – tel. 22 836 69 21 prenumerata.warszawa@garmondpress.pl.
 3. **KOLPORTER S.A.** – prenumeratę instytucjonalną można zamawiać w oddziałach firmy. Informacje: www.kolporter.com.pl.
 4. **POCZTA POLSKA** – zamówienia we wszystkich urzędach pocztowych lub u listonoszy, drogą elektroniczną: www.poczta-polska.pl. Infolinia w godz. 8.00–22.00: 801 333 444 (dla telefonów stacjonarnych) i 801 333 444 (dla telefonów komórkowych i z zagranicy).
- III. NUMERY ARCHIWALNE DRUKOWANE** dostępne są w ograniczonym zakresie. Przed złożeniem zamówienia prosimy o kontakt pod adresem: szewczyk24@gmail.com.

Zamów prenumeratę przez Internet
www.aspress.com.pl/prenumerata-2019/



50th IChO 2018
INTERNATIONAL CHEMISTRY OLYMPIAD
SLOVAKIA & CZECH REPUBLIC

“BACK TO WHERE IT ALL BEGAN”

Sprawozdanie z 50. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej w Bratysławie (Słowacja) i Pradze (Republika Czeska)

19.-29.07.2018 r.

Marek Orlik, Janusz Stępiński

Jubileuszowa, 50. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna (IChO) odbyła się w dniach 19 – 29 lipca 2018 r. w dwóch lokalizacjach: Bratysławie i Pradze, co w zamierzeniu organizatorów było symbolicznym powrotem do nieistniejącej już dziś Czechosłowacji, w której w 1968 roku zorganizowana została 1. IChO, z udziałem także Węgier i Polski. Stąd wynika też motto tegorocznej IChO „*Back to where it all began*”. Od strony organizacyjnej podział między osobnymi obecnie krajami polegał na tym, że w Bratysławie miało miejsce uroczyste rozpoczęcie IChO i tu, na terenie Uniwersytetu Komeńskiego, odbywały się zawody, natomiast Międzynarodowe Jury pracowało w Pradze, gdzie również miało miejsce uroczyste zakończenie Olimpiady.

W 50. IChO wzięło udział 300 zawodników z 76 krajów: Arabii Saudyjskiej, Argentyny, Armenii, Australii, Austrii, Azerbejdżanu, Białorusi, Belgii, Brazylii, Bułgarii, Chin, Chorwacji, Cypru, Czarnogóry, Czech, Danii, Estonii, Filipin, Finlandii, Francji, Gruzji, Grecji, Hiszpanii, Holandii, Indii, Indonezji, Iranu, Irlandii, Islandii, Izraela, Japonii, Kanady, Kazachstanu, Kirgistanu, Korei Płd., Kostaryki, Litwy, Łotwy, Macedonii, Malezji, Meksyku, Mołdawii, Mongolii, Niemiec, Nigerii, Norwegii, Nowej Zelandii, Pakistanu, Peru, Polski, Portugalii, Republiki Południowej Afryki, Rosji, Rumunii, Salwadoru, Serbii, Singapuru, Słowacji, Słowenii, Stanów Zjednoczonych Ameryki Północnej, Syrii, Szwajcarii, Szwecji, Tadżykistanu, Tajlandii, Tajwanu, Turcji, Turkmenistanu, Ukrainy, Urugwaju, Uzbekistanu, Wenezueli, Wę - gier, Wielkiej Brytanii, Wietnamu i Włoch. Obecni byli również obserwatorzy z 6 krajów: Luksemburga, Ghany, Mali, Kataru, Sri Lanki i Zjednoczonych Emiratów Arabskich, w związku z zamiarem uczestniczenia tych krajów w przyszłych Międzynarodowych Olimpiadach Chemicznych.

Głównymi organizatorami tegorocznej IChO były dwie uczelnie: Uniwersytet Komeńskiego (UNIBA) w Bratysławie oraz Uniwersytet Chemii i Techniki (UCT) w Pradze, wspierane przez słowackie Ministerstwo Edukacji, Nauki, Badań i Sportu, czeskie Ministerstwo Edukacji, Młodzieży i Sportu, słowacki Instytut Młodzieży IUVENTA oraz firmę *Guarant International* i inne firmy.

Skład polskiej reprezentacji na IChO został wyłoniony przez Komitet Główny Olimpiady Chemicznej zgodnie

z przyjętą wiele lat temu zasadą, iż zwycięzca krajowej Olimpiady ma zapewnione miejsce w reprezentacji, a pozostali trzej zawodnicy wyłaniany są na podstawie podanego w Regulaminie Olimpiady Chemicznej algorytmu obejmującego wyniki obecnej i poprzednich krajowych Olimpiad, z uwzględnieniem także ewentualnych osiągnięć na poprzednich IChO. Na tej podstawie polską reprezentację na 50. IChO utworzyli następujący zawodnicy:

1. **Antoni Prus** z V LO im. Augusta Witkowskiego w Krakowie, zwycięzca tegorocznej Olimpiady oraz laureat 22. miejsca 62. i 20. miejsca 63. Olimpiady (nauczyciel – dr Wojciech Przybylski);
2. **Wojciech Jankowski** z III LO im. Marynarki Wojennej w Gdyni, brązowy medalista 49. IChO, laureat 3 miejsca tegorocznej Olimpiady, 5. miejsca 63. Olimpiady, 5. miejsca 62. Olimpiady, 15. miejsca 61. Olimpiady Chemicznej (jako uczeń III klasy gimnazjum); (nauczycielka – Justyna Raulin);
3. **Paweł Tyrna** z LO Towarzystwa Szkolnego im. Miłkołaja Reja w Bielsku-Białej, laureat 4. miejsca tegorocznej Olimpiady, 26. miejsca 63. Olimpiady i złotego medalu na 29. Międzynarodowej Olimpiadzie Biologicznej, która odbyła się w Teheranie przed tegoroczną IChO (nauczycielka – mgr Alicja Klus);
4. **Daniel Golec** z V LO im. Augusta Witkowskiego w Krakowie, srebrny medalista 49. IChO, laureat 5. miejsca tegorocznej Olimpiady, 2. miejsca 63. Olimpiady i 28. miejsca 62. Olimpiady Chemicznej (nauczyciel – dr Wojciech Przybylski)

Opiekunami naszej reprezentacji (i zarazem – członkami Międzynarodowego Jury) było dwoje pracowników naukowych Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego: **prof. dr. hab. Marek Orlik** (przewodniczący Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej) i **dr hab. Janusz Stępiński** (obecnie emerytowany pracownik, członek Komitetu Głównego).

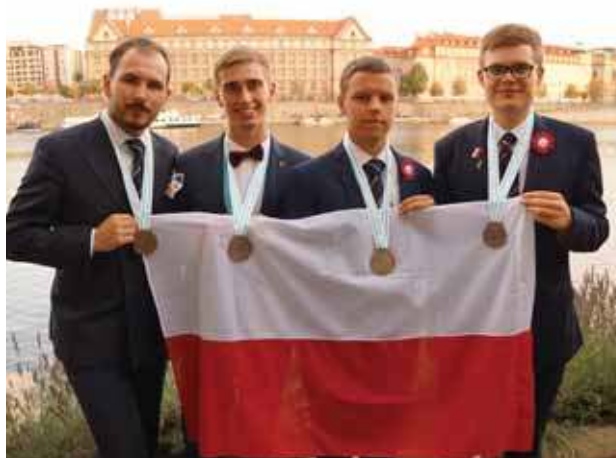
Dla wyjeżdżającej na IChO reprezentacji oraz dwóch kolejnych osób z listy rankingowej: **Grzegorza Procyka** (jako zawodnika rezerwowego), ucznia 2. klasy ZS UMK Gimnazjum i Liceum Akademickiego w Toruniu, laureata 7. miejsca oraz **Tomasza Ślusarczyka**, ucznia 1. klasy V LO im. Augusta Witkowskiego w Krakowie, laureata 2. miejsca tegorocznej Olimpiady, Komitet Główny Olimpiady Chemicznej zorganizował w dniach: 18. - 29.06 br.

obóz przygotowawczy, w trakcie którego przeanalizowane zostały wszystkie przysłane przez organizatorów IChO zadania teoretyczne i laboratoryjne oraz przedyskutowane wybrane zagadnienia dodatkowe. Zaangażowani w to byli pracownicy naukowcy Wydziału Chemii i Wydziału Fizyki Uniwersytetu Warszawskiego oraz Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej, w większości – autorzy zadań na zawody Krajowej Olimpiady.

Uroczysta inauguracja 50. IChO i okolicznościowe uroczystości związane z jej jubileuszem, miały miejsce 20 lipca. Następnego dnia opiekunowie delegacji, stanowiący Międzynarodowe Jury, po inspekcji sal ze stanowiskami pracy zawodników, zostali przewiezieni specjalnym pociągiem do Pragi, mając możliwość dyskusyjnego tematyki zadań laboratoryjnych z ich autorami już w trakcie tej podróży. Uzgodnione anglojęzyczne wersje zadań zostały 22 lipca przetłumaczone przez opiekunów na poszczególne języki narodowe i część laboratoryjna zawodów odbyła się 23 lipca na terenie Uniwersytetu Komeńskiego.

Należy podkreślić, że przed przystąpieniem do pracy zawodnicy zostali przeszkoleni w zakresie podstawowych technik laboratoryjnych i bezpieczeństwa pracy (jest to obecnie standardowa procedura na każdej IChO). Ponadto, wszyscy zawodnicy otrzymali w prezencie – jako jedyne dozwolone do używania w trakcie zawodów – kalkulatory Casio, pozwalające m. in. na szybkie obliczanie parametrów regresji liniowej, potrzebnej w rozwiązywaniu części zadań. Również 23 lipca Międzynarodowe Jury uzgodniło w Pradze finalną treść zadań teoretycznych, które zostały przetłumaczone na języki narodowe 24 lipca i następnego dnia odbyły się w Bratysławie zawody teoretyczne. Po ich zakończeniu zawodnicy zostali przewiezieni specjalnym pociągiem do Pragi, aby spotkać się z opiekunami w trakcie tradycyjnej *Reunion party*.

W ciągu następnych dwóch dni prace zawodników zostały sprawdzone zarówno przez autorów zadań, jak i przez



Fot. 1. Polscy medaliści 50. IChO. Od lewej: Antoni Prus (brązowy medal), Daniel Golec (srebrny medal), Paweł Tyrna (srebrny medal), Wojciech Jankowski (srebrny medal).

opiekunów, wyniki uzgodnione w procesie tzw. arbitrażu i dokonany został podział medali, zgodnie z zapisanymi w Regulaminie IChO regułami, iż złote medale otrzymuje 8-12 % zawodników, srebrne: 18-22 %, brązowe: 28-32 % zawodników, a pozostali mieszczący się w przedziale 70-71% liczby wszystkich zawodników nagradzani są niemedalowymi wyróżnieniami (*honorable mentions*).

Szczegółowa analiza treści zadań prowadzi do wniosku, że były one w większości właściwe dla zawodów olimpijskich na poziomie międzynarodowym, tzn. odpowiednio trudne, a zarazem o ciekawie postawionej problematyce. Należy podkreślić, że szczególnie pracochłonne okazały się zadania laboratoryjne, a przede wszystkim zadanie 1, którego realizacja zajmowała większość czasu z przeznaczonych na całość 5 godzin. Pokazane po zawodach statystyczne rozkłady wyników wykazały, że wielu zawodników nie zdołało z braku czasu wykonać całej części laboratoryjnej, przede wszystkim zadania 2.

Organizatorzy tegorocznej IChO przygotowali 3 zadania laboratoryjne i 8 zadań teoretycznych.

Tematyka zadań **laboratoryjnych** była następująca:

Zadanie lab. 1 (chemia organiczna)	Reakcja haloformowa z udziałem wybielacza – chloranu(I) sodu – synteza i analiza produktów
Zadanie lab. 2 (chemia fizyczna)	Reakcja „zegarowa” z luminolem jako wskaźnikiem luminescencyjnym
Zadanie lab. 3 (chemia analityczna)	Identyfikacja wody mineralnej

Tematyka zadań **teoretycznych** była następująca:

Zadanie 1 (chemia fizyczna i biochemia)	Palindromiczne sekwencje DNA i ich termodynamiczna charakterystyka
Zadanie 2 (chemia fizyczna i organiczna)	Racemizacja aminokwasów jako metoda datowania żywych organizmów
Zadanie 3 (chemia fizyczna)	Ogniwa paliwowe w motoryzacji
Zadanie 4 (chemia analityczna i radiochemia)	Rozdzielanie mieszanin soli z wykorzystaniem żywic jonowymiennych
Zadanie 5 (chemia nieorganiczna)	Struktura i właściwości minerału – czeskiego granatu jako krystalicznego związku kompleksowego
Zadanie 6 (chemia organiczna)	Synteza toksyn grzybów trujących
Zadanie 7 (chemia organiczna)	Synteza przeciwwirusowego leku – cydofowiru
Zadanie 8 (chemia organiczna):	Synteza naturalnego seskwiterpenu: β -kariofilenu, z elementami stereochemii

Na podstawie wskazanych wyżej kryteriów Międzynarodowe Jury przyznało 35 medali złotych, 65 srebrnych i 95 brązowych oraz 10 wyróżnień (dla osób pozostających tuż za pułką medalową).

Zwycięzcą tegorocznej IChO został reprezentant Chin, Qingyu Chen, a na następnych pozycjach ulokowali się, kolejno, zawodnicy z Rosji, Korei Płd., Stanów Zjednoczonych Ameryki Północnej, Singapuru i kolejni dwaj zawodnicy z Chin.

Wyniki naszych zawodników (Fot. 1) są następujące:

1. **Daniel Golec** – srebrny medal (47. miejsce w klasyfikacji indywidualnej)
2. **Paweł Tyrna** – srebrny medal (53. miejsce w klasyfikacji indywidualnej)
3. **Wojciech Jankowski** – srebrny medal (70. miejsce w klasyfikacji indywidualnej)
4. **Antoni Prus** – brązowy medal (103. miejsce w klasyfikacji indywidualnej)

W nieoficjalnej klasyfikacji medalowej wyniki naszej reprezentacji są takie same, jak w ubiegłym roku i podobne do osiągnięć w ostatnich latach, co oznacza stabilny, przyzwoity poziom wiedzy i umiejętności naszych zawodników, choć oczywiście bardziej satysfakcjonujące byłyby jeszcze lepsze wyniki. Należy więc utrzymać wysoki poziom zawodów Krajowej Olimpiady, ale także, na podstawie analizy szczegółowych wyników IChO, zdiagnozować przyczyny głównych problemów, przyczyniających się do utraty punktów przez naszych zawodników.

Tegoroczna analiza, podobnie jak w przeszłości, wskazuje, iż nasi zawodnicy dobrze radzą sobie nawet z bardzo zaawansowanymi zadaniami teoretycznymi, lecz nieco ustępują najlepszym w zakresie sprawności laboratoryjnej, co wydłuża czas pracy i utrudnia realizację wszystkich zadań w ciągu 5 godzin. Wydaje się więc, że szkolenie przyszłych ekip powinno uwzględniać także realizowanie części laboratoryjnej zadań przygotowawczych w ściśle określonym czasie, aby przyzwycząić zawodników do jak najszybszej pracy w warunkach zbliżonych do panujących na zawodach. Oczywiście trzeba też wziąć pod uwagę, że stale rosnąca liczba krajów uczestniczących w IChO oznacza także coraz silniejszą konkurencję. Tradycyjnie silną pozycję zajmują przyzwyczajeni do ciężkiej pracy, ambitni zawodnicy azjatyckiego pochodzenia, reprezentujący przy tym od kilku lat nie tylko azjatyckie kraje, ale także Stany Zjednoczone, Kanadę czy Australię.

Zarazem ta nieoficjalna klasyfikacja medalowa pokazuje, że w tym roku doszło do interesujących przetasowań między najlepszymi zawodnikami, wśród których pojawili się reprezentanci krajów odnoszących dotychczas mniejsze sukcesy. Niewątpliwymi zwycięzcami są tradycyjnie Chiny, ale także Stany Zjednoczone (4 złote medale), następne miejsca zajmują: Korea Południowa, Wielka Brytania i Czechy (3 złote medale, 1 srebrny), a po nich – Rosja, Indie i Singapur (2 złote, 2 srebrne). Pewną sensacją stał się znakomity wynik Brazylii (2 złote medale, 1 srebrny



Fot. 2. Praga. Widok na starówkę od strony Mostu Karola



Fot. 3. Kaplica czaszek w Kutnej Horze.

i 1 brązowy). Oznacza to, że na dalszych pozycjach uplasowały się takie kraje, jak Wietnam, Tajlandia i Tajwan, należące zwykle do ścisłej czołówki.

Oprócz zawodów organizatorzy IChO zapewnili zawodnikom liczne atrakcje i wycieczki. W ich trakcie nasi zawodnicy pozostawali pod koleżeńską opieką pochodzącego ze Śląska Cieszyńskiego Jakuba Stasia, studenta Wyższej Szkoły Chemiczno-Technologicznej w Pradze. Również członkowie Międzynarodowego Jury, w przerwach między zebraniem i pracą nad tłumaczeniem zadań, mieli możliwość zwiedzić interesujące zakątki Bratysławy, Pragi i Kutnej Hory (Fot. 2 i 3).

Więcej informacji o 50. IChO zawartych jest na stronie internetowej: <https://50icho.eu/>

Następna, 51. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna odbędzie się w 2018 roku w Paryżu. Francja będzie zatem po raz drugi gospodarzem IChO - poprzednio zorganizowała 22. IChO w roku 1990.

 PWN
poleca:

*Niezbędnik kandydata
na studia chemiczne!*

PATRONI MEDIALNI

 Chemia
w Szkole

 WIADOMOŚCI
chemiczne



złoty Merituzi Begim
ZLEWKA TOTALNA



chemia.pl

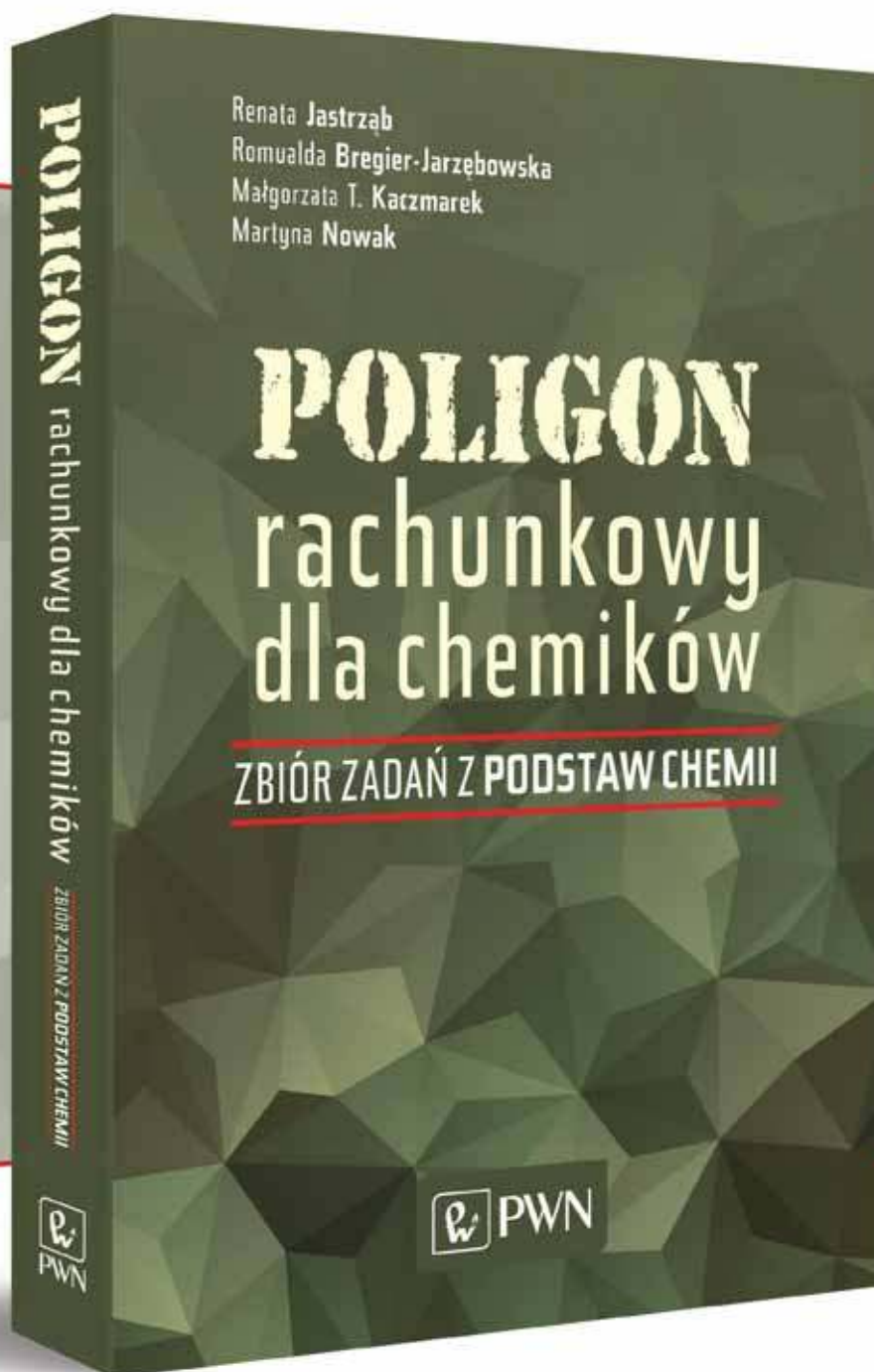
 LAB



 CHEMIA
i BIZNES

przemysł
chemiczny

 nanonet



 PWN Szukaj na ksiegarnia.pwn.pl

Bilansowanie równań reakcji redoks – część 2

Mariusz Łukaszewski, Iwona Paleska

Kontynuując nasze rozważania na temat bilansowania równań reakcji utleniania-redukcji, rozpoczęte we wcześniejszym artykule [1], chcielibyśmy w niniejszym opracowaniu omówić wybrane trudniejsze lub mniej typowe przykłady z wykorzystaniem metod innych niż szczegółowo przedstawiona przez nas metoda bilansu materiałowo-ładunkowego.

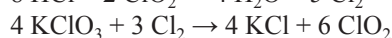
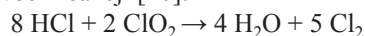
Metoda algebraiczna

W pierwszej kolejności przyjrzyjmy się sytuacji, gdy posłużenie się metodą algebraiczną bilansowania równań reakcji redoks dostarcza pewnych istotnych informacji fizykochemicznych o rozważanej reakcji, często trudnych do uzyskania innymi metodami [2]. Opisując różne metody bilansowania równań reakcji redoks [1], wspomnieliśmy, że istnieją przypadki równań reakcji chemicznych, które mogą być zbilansowane na wiele poprawnych sposobów [3, 4, 5, 6, 7, 8].

Na przykład, dla reakcji [9]:

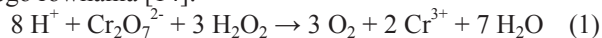


próba rozwiązania układu równań algebraicznych w celu określenia współczynników stechiometrycznych ujawnia istnienie większej o 2 liczby równań niż niewiadomych. Mamy tu zatem do czynienia z układem równań zależnych, mającym nieskończenie wiele rozwiązań, będących kombinacjami liniowymi jednoznacznie zbilansowanych dwóch reakcji [10]:

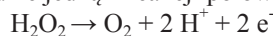


W powyższym układzie reagentów mogą przebiegać równoległe oba te procesy chemiczne, a to, jaka konkretna ich kombinacja składa się na wypadkowe równanie zachodzącej faktycznie reakcji, zależy wyłącznie od warunków prowadzenia eksperymentu i może być określone jedynie eksperymentalnie [11, 12].

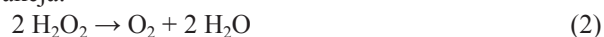
O tym, że nie są to przykłady mało znaczące dla praktyki laboratoryjnej niech świadczy bardzo interesujący chemicznie przypadek grupy reakcji z udziałem nadtlenu wodoru [2, 13]. Riley i Richmond [7] podają jako przykład reakcję jonów dichromianowych(VI) i H_2O_2 w środowisku kwasowym, prowadzącą do powstania jonów Cr^{3+} , wody i cząsteczkowego tlenu, zwracając uwagę na możliwość jednoczesnego, katalizowanego przez jony metali przejściowych, dysproporcjonowania H_2O_2 do O_2 i H_2O . O ile nieuwzględnienie tej dodatkowej reakcji pozwala na znalezienie jednoznacznego rozwiązania w postaci znanego równania [14]:



gdzie jedną z reakcji połówkowych jest utlenianie:



to w drugim przypadku równoległe zachodzi dodatkowa reakcja:



przy czym oba procesy są w ogólności od siebie niezależne, tj. nie są powiązane znaną wzajemną relacją stechiometryczną. Oznacza to nieskończenie wiele rozwiązań opisujących łącznie obie powyższe reakcje zachodzące jednocześnie w realnym eksperymencie, wśród których równanie (1) jest tylko pewnym przypadkiem szczególnym [7]. Podobną reakcją między H_2O_2 i jonami MnO_4^- szczegółowo analizuje Pluciński [2].

Tego typu reakcje bywają niekiedy określane jako „niestechiometryczne” [2, 13], co jednak nie jest terminem poprawnym, gdyż nie dotyczy tworzenia się związków o niestechiometrycznym składzie (bertolidów), ale sytuacji, gdy dla danego zestawu reagentów możliwych jest więcej reakcji o zmiennym udziale w całym wypadkowym procesie, natomiast w pojedynczej reakcji współczynniki oraz indeksy stechiometryczne są ściśle określone [2].

W przypadku odrębnych reakcji zachodzących z udziałem różnych składników mieszaniny, jaką jest np. roztwór wodny zawierający reagenty obecne w równaniach tych reakcji, dowolność kombinacji obu procesów wynika z faktu, że mieszanina nie jest związkiem chemicznym i – w przeciwieństwie do daltonidów – nie podlega prawu stałości składu [2, 15].

Podobna prawidłowość dotyczy reakcji, w których te same substraty mogą przekształcać się w kilka różnych produktów, np. podczas krakingu węglowodorów [13] lub procesów z użyciem gazu syntezowego – jak synteza Fischera-Tropscha [16]. Inny przykład to chlorowanie toluenu, przebiegające w obecności katalizatora FeCl_3 lub AlCl_3 według mechanizmu substytucji elektrofilowej, gdzie bez danych doświadczalnych nie można ustalić wzajemnych proporcji między powstającymi izomerami, jakkolwiek równania reakcji tworzenia każdego z nich mają jedno rozwiązanie algebraiczne [12].

Riley i Richmond [7] zwracają uwagę na korzyści dydaktyczne płynące z analizy metodą algebraiczną, pozwalające wyjść poza utarte podręcznikowe schematy, które

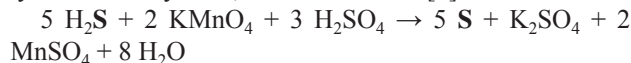


dotyczą często przykładów wyidealizowanych w porównaniu z procesami przebiegającymi w naczyniu reakcyjnym. Z naszej strony pragniemy dodatkowo zaznaczyć atrakcyjną możliwość posłużenia się takim zadaniem w celu ilustracji praktycznej przydatności wiedzy na temat układów równań, zdobytej na lekcjach matematyki, w rozwiązywaniu problemów chemicznych. Ów fakt podkreśla Langner [17], eksponując równanie stechiometryczne jako matematyczny zapis reakcji chemicznej. Tego typu przykłady pomagają uświadomić uczniom istnienie pięknego i namacalnego związku między matematyką a innymi naukami, przejawiającego się w istocie bardzo często w toku szkolnego nauczania różnych przedmiotów przyrodniczych, ale na ogół wciąż zbyt mało wykorzystywanego intencjonalnie w dydaktyce do ukazania tego aspektu jedności nowożytnej wiedzy naukowej.

Metoda algebraiczna wprawdzie znakomicie ilustruje w sposób bardzo bezpośredni i matematycznie elegancki zastosowanie praw zachowania materii i ładunku elektrycznego [5], jednak obarczona jest także pewnymi wadami dydaktycznymi. Według Danikiewicza [18] należą do nich: brak wymogu odniesienia się do pH roztworu, w którym zachodzi bilansowana reakcja (jony H^+ , OH^- i cząsteczki H_2O mogą być formalnie dodawane lub odejmowane do obu stron równań bez związku z ich rzeczywistym występowaniem wśród substratów lub produktów) oraz pomijanie – ugruntowanych w nauczaniu chemii – pojęć utleniacza i reduktora, które w tej metodzie są zbędne.

Inne istotne ograniczenia podejścia czysto algebraicznego do bilansowania równań chemicznych omówimy na przykładzie rozważań Ufnalskiego [3]. Autor ten wykazuje, że oprócz powyższych przypadków reakcji równoległych, istnieją też pojedyncze reakcje, które można zbilansować metodą arytmetyczną na nieskończenie wiele sposobów, poprawnych z punktu widzenia zarówno bilansu masy, jak i ładunku.

Przykładem jest reakcja H_2S z $KMnO_4$ w obecności H_2SO_4 , prowadząca do powstania S , $MnSO_4$ i H_2O , której równanie nie może być – na podstawie czysto matematycznych obliczeń – opisane przez tylko jeden zespół współczynników stechiometrycznych. Dopiero fakt eksperymentalny, iż wolna siarka w całości pochodzi z siarkowodoru, pozwala na wykonanie bilansu poprawnego nie tylko matematycznie, ale i chemicznie [3]:



Widzimy tu zgodność ilości siarki w H_2S w substratach i wolnej S w produktach, co jest dodatkowym – opartym na doświadczeniu – warunkiem, jaki należało narzucić podczas bilansowania tej reakcji. Podkreśliśmy wyraźnie za Ufnalskim [3], że w tym przypadku nie zachodzą równoległe żadne dodatkowe procesy chemiczne, które z matematycznego punktu widzenia prowadziłyby do układu równań zależnych, a mimo to metoda algebraiczna zawodzi bez uwzględnienia powyższego warunku, pochodzącego z danych empirycznych. Także znajomość struktury

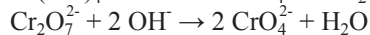
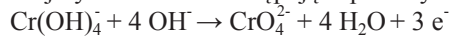
związku, zwłaszcza organicznego, pozwala ujednoznaczyć rozwiązanie i wybrać to, które w procedurze algebraicznej może być jednym z nieskończenie wielu [2].

Ufnalski [3] wspomina także o sytuacji, gdy dla pojedynczej reakcji chemicznej niektóre z ułożonych równań algebraicznych dla poszukiwanych współczynników stechiometrycznych są liniowo zależne od pozostałych (np. reakcja otrzymywania błękitu Turnbulla). Przeprowadzenie odpowiednich przekształceń matematycznych pozwala stwierdzić, które z tych równań powinny zostać odrzucone.

Dyskusję ze stanowiskiem Ufnalskiego przeprowadził Pluciński [2], którego zdaniem poprawnych matematycznie rozwiązań nie należy pomijać a priori, gdyż mogą one posiadać konkretny sens fizykochemiczny i pozwalają czasem przewidzieć takie procesy zachodzące w danym układzie reagentów, których możliwość przebiegu mogłaby zostać odrzucona w toku rozważań opartych na innych metodach bilansowania równań. Ponadto, metoda algebraiczna umożliwia rozstrzygnięcie, które reagenty będą występować w równaniu reakcji po stronie substratów/produktów, a w szczególności – pomaga ona wyeksponować różną rolę poszczególnych substancji w zależności od realiów eksperymentalnych. Na przykład, kwas siarkowy(VI) może być substratem albo produktem reakcji redoks, lub też wyłącznie składnikiem roztworu warunkującym środowisko kwasowe przebiegającej w nim reakcji. Każdy z powyższych przypadków znajduje bowiem odzwierciedlenie w innych wartościach współczynników stechiometrycznych dla danego reagenta, stanowiących rozwiązania odpowiednich układów równań liniowych [2].

Pluciński [2] oraz Porter [14] zwracają też uwagę na możliwy przypadek braku rozwiązań danego układu równań, odpowiadających równaniu postulowanej reakcji chemicznej. Zastosowanie analizy algebraicznej pozwala wykluczyć równania tych hipotetycznych reakcji, które nie opisują procesów nawet jedynie potencjalnie realnych, gdyż nie spełniają bilansu masy i ładunku. W takim przypadku otrzymuje się zerowe wartości współczynników stechiometrycznych w zakładanych równaniach reakcji, zaś przyjęcie założenia o różnej od zera wartości liczbowej jakiegokolwiek współczynnika prowadzi do układu równań sprzecznych, tj. niemających rozwiązań.

Jak wykazuje Pluciński [2], metoda algebraiczna pozwala także szybko wykryć błędy w zapisie równań reakcji oraz uświadomić ewentualne mylne potraktowanie reakcji połówkowej jako sumarycznej lub vice versa. Porównajmy za autorem następujące procesy chemiczne:

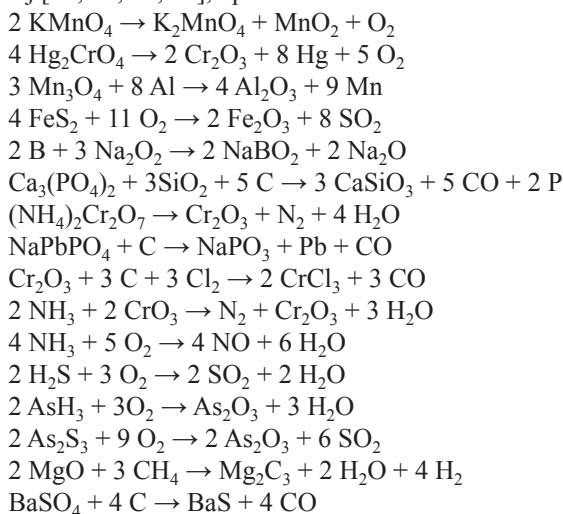


W pierwszym przypadku zapisanie równania reakcji bez uwzględnienia udziału elektronów spowodowałoby brak rozwiązań algebraicznych, co wskazuje na fakt nieuwzględnienia ich jako formalnego, dodatkowego reagenta, zaś w drugim – po dopisaniu zbędnych w takim równaniu elektronów otrzymalibyśmy dla nich równy zeru współczynnik stechiometryczny [2].

Metoda bilansu elektronowego

We wcześniejszym artykule [1] pokazaliśmy, że posługiwanie się pełnymi równaniami reakcji połówkowych ma sens fizykochemiczny i jest dydaktycznie owocne w tych przypadkach, gdy reakcja sumaryczna mogłaby być faktycznie przeprowadzona lub choćby teoretycznie zaprojektowana jako proces elektrochemiczny, przebiegający na elektrodach w ogniwie lub bezpośrednio między reagentami w roztworze, lub innym przewodniku jonowym (np. stopione sole). Istnieją jednak sytuacje, gdy zastosowanie do bilansowania równań procesów redoks metod opartych na pełnych równaniach reakcji połówkowych (bilans materiałowo-ładunkowy) nie jest najkorzystniejszym wyborem, a skuteczniejsze są metody: intuicyjna, algebraiczna lub uproszczonego bilansu elektronowego.

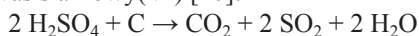
Są to często reakcje przebiegające w fazie gazowej lub stałej [19, 20, 21, 22], np.:



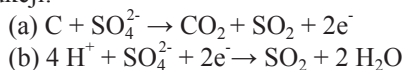
Dla części z powyższych reakcji w istocie łatwo uzgodnić współczynniki stechiometryczne w sposób intuicyjny. Podobnie, reakcje syntezy związków z pierwiastków (np. tworzenie soli w reakcjach metalu z niemetałem), zwykle spełniające kryteria reakcji redoks, także nie muszą być bilansowane metodą wykorzystującą reakcje połówkowe.

W przypadkach innych reakcji będących formalnie reakcjami redoks, zapis jonowo-elektronowy – nawet traktowany jako hipotetyczny – nie daje korzyści w postaci dodatkowej informacji, która byłaby fizykochemicznie sensowna lub użyteczna rachunkowo. Ponadto, często próba zbilansowania tych równań poprzez konsekwentne rozpisanie reakcji sumarycznej na dwa pełne równania fikcyjnych reakcji połówkowych prowadziłyby w istocie do odtworzenia w całości lub niemal w całości zapisów równań pierwotnych.

Przykładowo, utlenianie węgla przez gorący stężony kwas siarkowy(VI) [20]:

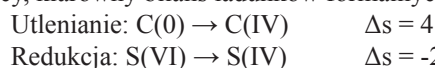


może być przedstawione jako suma dwóch reakcji noszących cechy wypadkowych procesów utleniania oraz redukcji:



Trudno jednak uznać ten zapis za pomocny, gdyż – z uwagi na wzajemne chemiczne przekształcenia wszystkich reagentów – węgiel, utleniający się do CO_2 (reakcja a), formalnie odbiera częściowo tlen od jonu siarczanowego(VI), który jest także redukowany w obecności jonów H^+ (reakcja b) i w obu tych procesach powstają cząsteczki SO_2 . Nie jest zatem możliwe rozdzielenie utleniania węgla oraz redukcji siarki na dwa niezależne równania połówkowe.

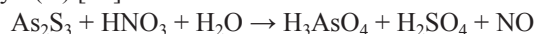
Gdy głównym celem jest znalezienie współczynników stechiometrycznych, a kwestie interpretacyjne są mniej ważne, skuteczna rachunkowo okazuje się metoda bilansu elektronowego, uwzględniająca w równaniach jedynie symbole pierwiastków (a nie realnych indywidualów, w skład których wchodzi) zmieniających stopnie utlenienia [1, 23, 24]. W powyższym przykładzie mamy następujący, klarowny bilans ładunków formalnych:



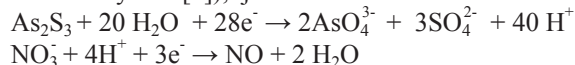
skąd dla drobin zawierających siarkę wynika współczynnik stechiometryczny równy 2.

Metoda powyższa znajduje też zastosowanie w sytuacji, gdy kilka pierwiastków zmienia swoje stopnie utlenienia. Należy wówczas uwzględnić sumaryczną zmianę ładunków formalnych dla obu reduktorów lub utleniaczy, biorąc pod uwagę indeksy stechiometryczne we wzorach reagentów [21]. Procedura taka pozwala zmniejszyć liczbę koniecznych operacji rachunkowych bez konieczności bilansowania pełnych równań reakcji połówkowych.

Omówmy trzy tego typu reakcje. Typowym przykładem jest reakcja siarczku arsenu(III) z kwasem azotowym(V) [21]:

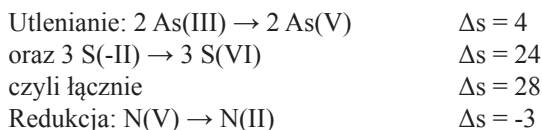


której równanie można zbilansować metodą zapisu jonowych równań połówkowych bez konieczności posługiwania się stopniami utlenienia (omówioną w naszym poprzednim artykule [1]), tj.

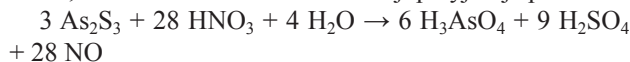


Tu wnatomiast wykorzystamy ten proces redoks do omówienia sposobu uzupełniania współczynników metodą uwzględniającą zmiany stopni utlenienia pierwiastków.

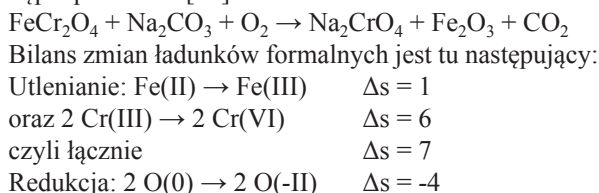
Dzięki temu bardzo szybko jesteśmy w stanie ustalić współczynniki stechiometryczne dla indywidualów zawierających atomy zwiększające i zmniejszające stopień utlenienia:



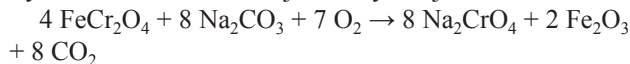
Zatem, aby bilans zmian stopni utlenienia dla procesów utleniania i redukcji był prawidłowy, mnożniki bilansujące procesy utleniania i redukcji muszą być równe odpowiednio 3 i 28, zaś ostateczne równanie reakcji przyjmuje postać:



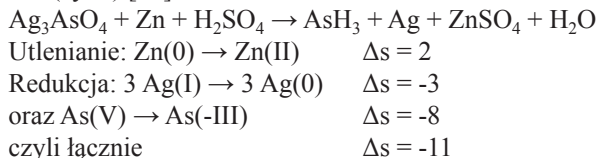
Drugi przykład dotyczy procesu redoks, będącego pierwszym etapem otrzymywania chromu, tj. prażenia rudy chromitowej w obecności węgla sodu przy dużym dostępie powietrza [20]:



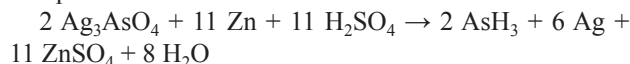
Konieczność przemnożenia powyższych równań odpowiednio przez 4 i 7 determinuje współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji sumarycznej:



W trzecim przykładzie występują z kolei dwa redukujące się pierwiastki (srebro i arsen) i jeden ulegający utlenieniu (cynk) [25]:



Wobec wartości mnożników równych 11 dla procesu utleniania i 2 dla redukcji, zbilansowane równanie ma zatem postać:



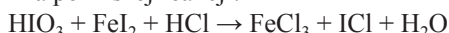
Przytoczmy tu cenne spostrzeżenie Plucińskiego [2], że w powyższych reakcjach z udziałem więcej niż jednego reduktora lub utleniacza oba pierwiastki są składnikami tego samego związku chemicznego, toteż – w odróżnieniu od omawianego wcześniej przypadku reakcji równoległych składników mieszaniny – ich wzajemne relacje stechiometryczne są ustalone przez wzór chemiczny substancji z nich złożonej.

Metoda bilansu elektronowego w połączeniu z niekonwencjonalnymi wartościami stopni utlenienia

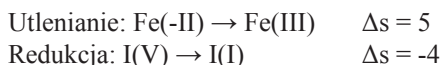
Ludwig [26] omawia wykorzystanie umowności stopnia utlenienia do łatwiejszego bilansowania niektórych złożo-

nych reakcji redoks. Zwraca on słuszną uwagę, iż jedynym podstawowym wymogiem poprawności zapisu zbilansowanego równania reakcji chemicznej jest zgodność sumy stopni utlenienia poszczególnych pierwiastków w danym indywidualu z jego wypadkowym ładunkiem, co wynika wprost z zasady zachowania ładunku elektrycznego i – póki ta zasada pozostaje spełniona – przy podziale tego ładunku pomiędzy atomy można kierować się wygodą obliczeniową [27]. Autor [26] ilustruje to przykładami reakcji z udziałem wielu reagentów, gdzie zmiany stopni utlenienia celowo zostały ograniczone do dwóch wybranych atomów pierwiastków, z których jeden formalnie się utlenia, a drugi redukuje, co powoduje uproszczenie rachunkowe samego bilansowania równania reakcji.

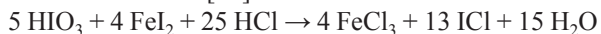
Dla poniższej reakcji:



można przypisać stałe, konwencjonalne stopnie utlenienia dla wodoru, tlenu, chloru jako I, -II i -I oraz dla jodu w FeI_2 i ICl niekonwencjonalnie założyć stopień utlenienia I. W rezultacie dla żelaza w FeI_2 należy przyjąć stopień utlenienia -II, dzięki czemu cały proces redoks można sprowadzić formalnie do utlenienia żelaza z -II do III oraz redukcji jodu z V do I:



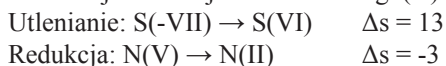
co pozwala łatwo dobrać współczynniki stechiometryczne dla HIO_3 , FeI_2 oraz FeCl_3 , a następnie prawidłowo zbilansować całe równanie [26]:



Zastosujmy tę metodę do zbilansowania następującej reakcji, sprawiającej wrażenie potencjalnie skomplikowanej z uwagi na konieczność rozstrzygnięcia, jakie są wartości stopni utlenienia pierwiastków w jonie tycyanianowym (zwyczajowo: rodankowym) [22]:

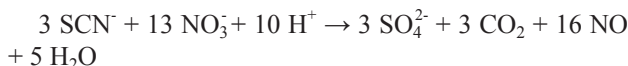


Przyjmijmy jednak, że azot i węgiel w jonie rodankowym mają wartości stopni utlenienia identyczne jak w cząsteczkach CO_2 i NO , tj. IV i II, co daje – z pozoru zaskakujący – stopień utlenienia siarki w tym jonie równy -VII. Dzięki temu założeniu oraz przy zachowaniu konwencjonalnych wartości stopni utlenienia atomów w pozostałych indywidualach, cały proces redoks upraszcza się formalnie do utleniania jedynie siarki z jonu rodankowego oraz redukcji azotu z jonu azotanowego(V):



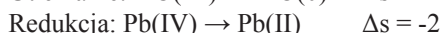
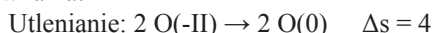
a z powyższego bilansu ładunków formalnych otrzymujemy współczynniki stechiometryczne:



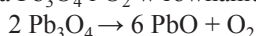


Stopień utlenienia pełni tu zatem rolę pojęciowego rusztowania, a nie fundamentu [26]. Choć taka procedura jest zorientowana jedynie na matematyczną skuteczność, to warto zauważyć, iż np. metoda bilansowania równań reakcji redoks oparta na ułamkowych stopniach utlenienia [1] może niekiedy nieść głębszą korzyść dydaktyczną w nauczaniu chemii poprzez wykorzystanie faktu otrzymania w wyniku obliczeń ułamkowych stopni utlenienia jako wskaźnika nierównocенności atomów tego samego pierwiastka w niektórych cząsteczkach, np. siarki w tetrationianach ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) oraz żelaza i ołowiu w tlenkach Fe_3O_4 i Pb_3O_4 [28, 29].

Rozpatrzmy dokładniej reakcję rozkładu Pb_3O_4 do PbO i tlenu. Uznaje się, że kryształ Pb_3O_4 zawiera ołów na stopniu utlenienia II oraz na stopniu utlenienia IV w proporcji molowej 2:1 [20], co formalnie można zapisać jako $2 \text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$. W wyniku powyższej reakcji otrzymuje się ołów w tlenku PbO na stopniu utlenienia wyłącznie II, co można interpretować jako redukcję tych atomów ołowiu, którym w kryształach Pb_3O_4 przypisywany był stopień utlenienia IV. Z kolei wolny tlen na zerowym stopniu utlenienia pochodziłby z jednostki formalnej PbO_2 . Pozostając w zgodzie z tą konwencją i stosując metodę prostego bilansu zmian ładunku formalnego, zapiszmy odpowiednie równania:

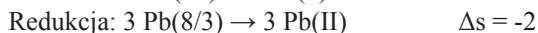
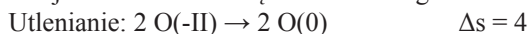


Stąd, po przemnożeniu drugiego równania przez 2, otrzymujemy poprawne współczynniki stechiometryczne dla Pb_3O_4 i O_2 w równaniu reakcji sumarycznej:



Liczba 6 po stronie produktów dla PbO wynika z dodania 2 jednostek formalnych PbO powstających z redukcji 2 jednostek PbO_2 oraz 4 jednostek PbO nieulegających redukcji podczas reakcji z udziałem 2 jednostek formalnych Pb_3O_4 .

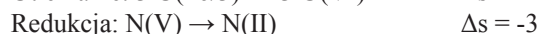
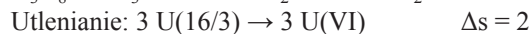
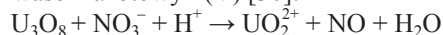
Posłużmy się dla tej samej reakcji metodą wykorzystującą średni stopień utlenienia ołowiu w Pb_3O_4 , który obliczony na podstawie wzoru sumarycznego, przy założeniu dla tlenu stopnia utlenienia $-II$, wynosi $8/3$. Teraz w schematycznych równaniach procesów redukcji i utleniania musimy uwzględnić wszystkie atomy ołowiu w Pb_3O_4 , gdyż tylko wtedy zachowany zostanie sens średniego stopnia utlenienia oraz 2 atomy tlenu w tym tlenku, z których powstaje dwuatomowa cząsteczka wolnego tlenu:



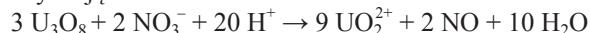
Otrzymujemy ten sam bilans zmian ładunku formalnego co w pierwszej metodzie, prowadzący do identycznych współczynników stechiometrycznych, choć interpretacja algebraiczna jest tu inna.

O ile w powyższym przypadku można by argumentować, iż – wobec opartej na wiedzy o strukturze związku znajomości stopni utlenienia każdego z atomów ołowiu w kryształach Pb_3O_4 , podobnie jak siarki w tetrationianach

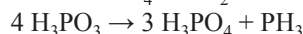
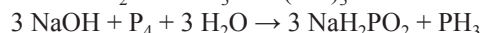
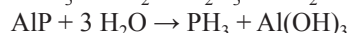
– nie ma potrzeby posługiwania się średnią wartością stopnia utlenienia, o tyle w ogólności często struktura związku chemicznego może nie być znana. Wówczas ustalenie stopni utlenienia poszczególnych atomów może nastroczać istotne trudności i posługiwanie się uśrednionym stopniem utlenienia wcale nie będzie bezzasadne. W podobny sposób można uzupełnić współczynniki w reakcji tlenku U_3O_8 z kwasem azotowym(V) [30]:



uzyskując równanie:

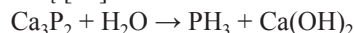


Rozważmy następnie przykładowe reakcje z udziałem fosforu [20, 21, 22, 24]:

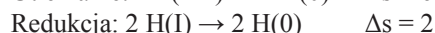
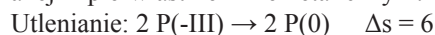


Wprawdzie tego typu równania można skutecznie bilansować różnymi metodami, w przypadku metod opartych na obliczaniu stopni utlenienia napotykamy tu na dodatkowy problem związany z faktem, iż elektroujemności H i P w skali Paulinga wg niektórych źródeł [31] są takie same (2,1) lub prawie takie same (odpowiednio: 2,20 i 2,19 [32]), zaś np. w skali Allreda-Rochowa fosfor jest mniej elektroujemny (2,06) niż wodór (2,20) [20]. Zatem na podstawie umownych reguł nie można jednoznacznie rozstrzygnąć, jak zmieniają się stopnie utlenienia poszczególnych atomów fosforu w powyższych reakcjach i jest nawet dyskusyjne, czy daną reakcję można określić jako redoks, czy też nie.

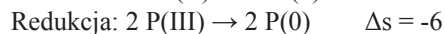
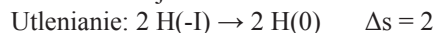
Choć jest to pozornie zaskakujące, okazuje się jednak, że wybór konkretnych wartości liczbowych stopni utlenienia nie ma tu istotnego znaczenia, gdyż prowadzi do prawidłowego wyniku – poprawnych współczynników stechiometrycznych. Przykładowo, wykonajmy bilans zmian stopni utlenienia pierwiastków w reakcji fosforu wapnia z wodą [33]:



1) Jeśli przyjmiemy dla fosforu oraz wodoru w PH_3 stopnie utlenienia 0, to mamy reakcję redoks polegającą na utlenieniu fosforu z cząsteczki fosforu wapnia (wzrost stopnia utlenienia z $-III$ do 0) i redukcji części atomów wodoru z cząsteczki wody (spadek stopnia utlenienia z I do 0), co samo w sobie może wydać się intrygujące – wodór jest tu formalnie utleniaczem w reakcji z pierwiastkiem niemetalicznym:

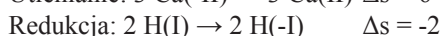
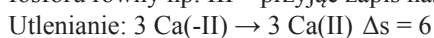


2) Inny możliwy przypadek, to przypisanie w PH_3 fosforowi stopnia utlenienia III, a wodorowi $-I$, zatem mamy redoks podobnie jak w pierwszym przypadku, ale tym razem wodór jest reduktorem:

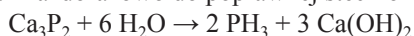




3) Z kolei posługując się metodą dowolnych stopni utlenienia, ograniczonych jedynie prawem zachowania ładunku, możemy – zakładając stały stopień utlenienia fosforu równy np. III – przyjąć zapis następujący:

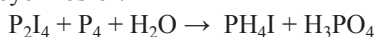


Widzimy, iż zapisy poszczególnych wariantów par schematów utleniania i redukcji będą zależały od arbitralnie wybranych stopni utlenienia fosforu, prowadząc jednak każdorazowo do poprawnej stechiometrii:

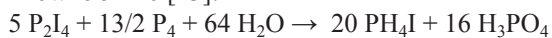


Drugorzędne w istocie znaczenie tego, jaki zestaw reguł przyjmujemy do obliczania stopni utlenienia, wskazuje na znaczną dowolność, ograniczoną jedynie prawem zachowania ładunku elektrycznego [24, 26, 27]. Wprowadzie wynikający z tych założeń stopień utlenienia wapnia w fosforu w punkcie (3) może wydawać się absurdalny, jednak takie obawy byłyby uzasadnione tylko wówczas, gdyby stopień utlenienia istotnie miał realny sens fizyczny. Co więcej, dla powyższego procesu chemicznego możliwa jest też sytuacja, w której pozostawimy stopień utlenienia fosforu w PH_3 taki jak w Ca_3P_2 , czyli -III, wskutek czego dla wodoru w PH_3 musi on przyjąć wartość I i wówczas reakcja ta nie jest formalnie reakcją redoks.

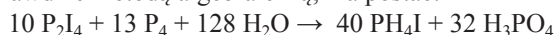
Oto cytowane w literaturze dydaktycznej [2, 6, 13] równanie reakcji z udziałem czterech reagentów zawierających fosfor:



Postępując zgodnie z konwencją, atomom fosforu należałoby przypisać cztery różne wartości stopni utlenienia i konsekwentnie dokonać bilansu ich zmian. Znacznie sprawniej jednak można przeprowadzić obliczenia współczynników stechiometrycznych metodą niekonwencjonalnych stopni utlenienia, ograniczając zmiany ładunków formalnych z 0 do -IV dla 4 atomów jodu oraz z -II do -3/4 dla 4 atomów tlenu i otrzymując odpowiednie współczynniki równe 5 i 16 [13]:



Ostateczne równanie, którego prawidłowość można sprawdzić metodą algebraiczną, ma postać:



Wspomnijmy tu, że na wniosek bezpośrednio wynikającym z zasady zachowania ładunku elektrycznego, iż „sumaryczna zmiana stopni utlenienia utleniacza jest równa liczbie cząsteczek reduktora”, zaś „sumaryczna zmiana stopni utlenienia reduktora jest równa liczbie cząsteczek utleniacza” opiera się też sposób bilansowania reakcji redoks w chemii organicznej przedstawiony przez Zabawę [34], nazwany „metodą określania potrzebnej ilości substancji utleniającej” („metoda O.P.I.S.U.”). Jest to w istocie metoda bilansu elektronowego, zaadaptowana na potrzeby reakcji z udziałem związków organicznych. Zdaniem autora, ten sposób bilansowania reakcji redoks jest skuteczny zarówno w roztworach wodnych, jak i niewodnych. Metoda ta wymaga obliczania stopni utlenienia jako niezbędnego etapu rozwiązywania problemu.

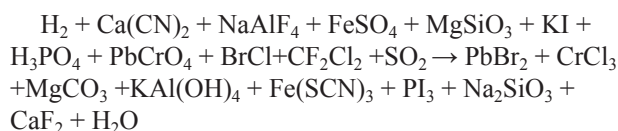
Znaczenie realiów chemicznych

Podkreślmy wyraźnie, że stosując zapis uproszczony reakcji połówkowych utleniania oraz redukcji, należy mieć świadomość owego jedynie formalnego charakteru transferu elektronów pomiędzy konkretnymi atomami zmieniającymi stopień utlenienia. Wiąże się z tym ogólniejsza kwestia poprawnego interpretowania pojęć utleniacza i reduktora. Można wyróżnić trzy stopnie ogólności znaczenia tych terminów [18], zgodnie z którymi utleniaczem lub reduktorem jest:

- 1) atom pierwiastka zmieniający stopień utlenienia;
- 2) cząsteczka lub jon, w skład których wchodzi atom pierwiastka zmieniający stopień utlenienia;
- 3) cały układ reagentów w równaniu połówkowym [23, 24].

Danikiewicz [18] zauważa dużą dowolność w praktyce dydaktycznej w zamiennym posługiwaniu się znaczeniami w sensie (1) lub (2). Zdaniem Kęckiego [35] oraz Pazdry [24] sens fizyczny – jakkolwiek także ograniczony – może mieć jedynie rozumienie utleniacza i reduktora w znaczeniu (3), przy jednoczesnym wyraźnym rozróżnieniu między definicją procesów utleniania i redukcji, opartą na pojęciu stopnia utlenienia, a rozważaniem rzeczywistych zmian gęstości elektronowej w atomach i cząsteczkach reagentów, jakie zachodzą w trakcie reakcji chemicznej.

Oddajmy z kolei głos tym autorom, którzy w naszym przekonaniu słusznie przestrzegają przed zbyt daleko idącym skupieniem się podczas bilansowania reakcji redoks jedynie na matematycznej stronie zagadnienia i algorytmach obliczeniowych, zamiast na aspektach fizykochemicznych [36]. Na przykład, Ten Hoor [11] zauważa częste przypadki szczegółowego rozważania metod matematycznych bilansowania postulowanego równania reakcji bez jakiegokolwiek komentarza na temat wykonalności opisywanego takim równaniem procesu. Autor ten przytacza poniższe równanie [37], które stało się przyczynkiem do rozważań na temat skuteczności metody macierzowej do bilansowania reakcji redoks:



Tymczasem wskazuje on na bardzo małe prawdopodobieństwo, że ów proces mógłby faktycznie być zrealizowany w rzeczywistym eksperymencie i konkretnym układzie reakcyjnym. Wynika stąd [11] wniosek, iż sam fakt udanego zbilansowania rozważanego równania reakcji nie jest wystarczającą przesłanką, aby móc rozstrzygnąć o jego realności chemicznej jedynie na podstawie wglądu w poprawnie zapisane matematycznie równania sumaryczne czy połówkowe. Stwierdzenie to z pozoru wydaje się banalne, ale choć w przypadku dobrze znanych substancji istotnie nie mamy wątpliwości co do nie-realności wielu reakcji pomimo możliwości ich poprawnego zbilansowania na kartce papieru (np. metalicznej miedzi z kwasem solnym), to gdy przyjdzie nam analizować równanie wyglądające mniej znajomo, kwestia chemicznej realności danej przemiany nie musi być tak oczywista. Dlatego winniśmy wciąż pamiętać, iż poprawna matematyka nie gwarantuje sama przez się poprawnej fizyki czy chemii, mimo że rozpatrywany ich wycinek może prawidłowo opisywać badany proces na poziomie rachunkowym [38].

Cenny dydaktycznie postulat sformułował Sobkowiak [39], sugerując aby raczej stawiać przed uczniami lub studentami zadania przewidzenia w pierwszej kolejności produktów reakcji, podając im jedynie substraty, zaś bilansowanie pełnego równania traktować jako kolejny krok. Autor podkreśla znaczenie doboru odpowiednich przykładów, tak by ilustrowały one różne aspekty chemiczne reakcji redoks, np. właściwości utleniające jonów manganianowych(VII) w roztworach o różnym pH oraz w roztworach różnych kwasów (HCl, H₂SO₄), reakcje o ważnych zastosowaniach analitycznych (np. jodometria, bromianometria, chromianometria), właściwości utleniające lub redukujące nadtlenu wodoru, reakcje dysproporcjonowania i synproporcjonowania oraz właściwości utleniające chloranów(V), azotanów(V) czy też – dość rzadko omawiane – azotanów(III).

W tym kontekście warto przypomnieć o bardzo ważnej grupie procesów redoks, jaką stanowią reakcje metali z kwasami, które pojawiają się w toku nauczania chemii na wszystkich etapach edukacyjnych, jednak ich opis w podręcznikach szkolnych i akademickich jest bardzo różnorodny. Utrudnia to czasem wybór samego równania reakcji do dalszego omawiania na lekcji. Znamienne jest, iż w podręcznikach zazwyczaj brak jest podanych explicite równań reakcji metali z kwasami tlenowymi chloru, mimo powszechnie obecnej informacji o ich utleniających właściwościach. Jedynie w nielicznych opracowaniach wspomniana jest reakcja redoks z kwasem chlorowym(VII), prowadząca do jonów chlorkowych [40, 41]. Także reakcje metali aktywnych (Mg, Ca, Zn) z kwasem azotowym(V) o różnym stężeniu rzadko są omówione wystarczająco szczegółowo. Interesującego i wyczerpującego

przeglądu zachowania różnych metali wobec kwasów dokonał Langner [22, 42].

Jak pokazano m.in. w zestawieniu opublikowanym na łamach Chemii w Szkole [43], autorzy poszczególnych opracowań wymieniają nieraz odmienne produkty redukcji anionów takich kwasów, jak azotowy(V) i siarkowy(VI) o różnych stężeniach (najczęściej używane są określenia: kwas rozcieńczony lub stężony, jednak niektórzy autorzy w ogóle nie precyzują stężenia danego kwasu), przez takie metale jak Cu, Ag, Hg, Al, Zn, Fe, Cr. Ponadto, na ogół poprzestaje się na podaniu tlenków NO lub NO₂ jako produktów redukcji jonów azotanowych(V), podczas gdy w literaturze można znaleźć informacje także o powstawaniu N₂O, N₂, jonów NH₄⁺ lub N₂O₃ [13, 19, 21, 22, 42, 44, 45]. Prawdopodobnie reakcje te mogą przebiegać stopniowo, a skład mieszaniny produktów zależy od konkretnych warunków, w jakich zachodzi przemiana [13], toteż funkcjonujące w dydaktyce równania tego typu reakcji stanowią zwykle przykłady uproszczone. Należy o tym pamiętać i uczciwie poinformować uczniów i studentów, aby byli przygotowani także na nieco inne zapisy równań tych reakcji, na jakie mogą natrafić w literaturze przedmiotu. Byłoby wskazane, aby także egzaminatorzy oraz osoby układające zadania maturalne, jak również zadania konkursowe dla gimnazjalistów, a obecnie również szkół podstawowych, mieli świadomość takiego stanu rzeczy.

Langner [22] podkreśla konieczność połączenia nauczania teorii procesów redoks i bilansowania ich równań z praktyczną demonstracją przebiegu tych reakcji chemicznych. Dodajmy, iż podczas laboratoryjnych pokazów dla uczniów bardzo ważny jest odpowiedni dobór i kontrola warunków prowadzenia eksperymentu przez nauczyciela. Dotyczy to zwłaszcza stężeń roztworów kwasów oraz stopnia czystości użytych reagentów, w tym próbek badanych metali. Miłobędzki [46] zwraca uwagę na obecność w preparatach technicznych metali, np. cynku lub żelaza, różnych zanieczyszczeń w postaci siarczków, fosforków, arsenków, krzemków i węglików, co w reakcji z kwasami powoduje wydzielanie się gazowych domieszek, takich jak siarkowodór, fosforowodór, arsenowodór oraz krzemowodory i węglowodory. Podobnie, niezbędna jest wcześniejsza staranna weryfikacja merytoryczna ewentualnych materiałów multimedialnych, pochodzących z zasobów internetowych, zanim zostaną wykorzystane podczas lekcji.

Wnioski końcowe

Moore [36] wypowiada dość zaskakujący, aczkolwiek znamienity sąd: liczba równań reakcji chemicznych, których zbilansowanie bywa autentycznie potrzebne chemiczowi w toku studiów uniwersyteckich i pracy naukowej jest względnie mała, zaś same równania są często zaskakująco proste w porównaniu z liczbą i stopniem skomplikowania podobnych ćwiczeń wykonanych podczas całej wcześniejszej edukacji szkolnej. W wielu przypadkach znalezienie współczynników stechiometrycznych doko-

nuje się raczej ogólnie znaną metodą intuicyjną [1], stonkowo rzadko zaś wymaga znajomości nieco bardziej zaawansowanej matematyki, jak teoria układów równań czy rachunku macierzowego.

Zgadamy się z autorami cytowanych tu prac [13, 36], iż dla chemika istotą twórczej aktywności badawczej i pożądaną kompetencją zawodową jest planować nowe procesy, przewidywać możliwe drogi reakcji i ich produkty oraz wyjaśniać zjawiska i interpretować wyniki eksperymentów. Niewątpliwie jednak prawidłowe zapisywanie pełnych równań reakcji należy do niezbędnych umiejętności podstawowych w chemii, a znajomość stechiometrii procesów jest konieczna m.in. we wszelkich badaniach ilościowych.

Sądymy, że możliwe jest znalezienie „złotego środka” pomiędzy nadmiernym skupieniem się w dydaktyce chemii na kwestiach rachunkowych a niebezpieczeństwem marginalizacji związków chemii z matematyką. Z pewnością nie należy sprowadzać celu lekcji czy wykładu na temat bilansowania równań reakcji redoks jedynie do wyposażenia uczniów/słuchaczy w zestaw suchych definicji i przepisów o charakterze procedur, przeznaczonych do pamięciowego przyswojenia, a następnie mechanicznego realizowania w postaci określonych algorytmów obliczeniowych.

Świadomie omówiliśmy różne – nieraz zaskakujące – sposoby wyznaczania współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji, aby pokazać, że do prawidłowego rozwiązania prowadzi na ogół więcej niż jedna droga. Już sam wybór konkretnej metody może wymagać właśnie głębszej intelektualnej refleksji oraz być równie pouczający i dydaktycznie stymulujący jak wgląd w ostateczne wyniki liczbowe, a próba niekonwencjonalnej odpowiedzi na znane od dawna pytanie pozwala czasem spojrzeć z nowej perspektywy na pozornie rozwiązany już problem [10].

Nie należy przy tym zapominać, iż nawet ostateczne, poprawnie zbilansowane równanie realizowalnej eksperymentalnie reakcji chemicznej jest przeważnie pewnym przypadkiem idealnym, m.in. ze względu na możliwe reakcje uboczne i rzeczywistą wydajność niższą niż 100% [36]. Wiedza lub umiejętność ustalenia, który z tych procesów i w jakich warunkach będzie dominował, są także bardzo ważne. Trafnie konkludował Langner [22], pisząc: „Równania nie mogą być sztuką dla sztuki, jeżeli nie znajdują potwierdzenia w doświadczeniach”.

Innym wybranym problemom pojawiającym się w nauczaniu o reakcjach redoks, związanym m.in. z zagadnieniami interpretacyjnymi pojęć utleniania i redukcji, przewidywaniem kierunku przebiegu oraz produktów reakcji redoks, a także elementom ilościowego opisu termodynamicznego i elektrochemicznego tych procesów, poświęcimy kolejne opracowania.

Dr Mariusz Łukaszewski

Dr Iwona Pałeska

Wydział Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

Literatura:

- [1] M. Łukaszewski, I. Pałeska, *Bilansowanie równań reakcji redoks*, Chemia w Szkole, 2018, 334 (3), 40-46.
- [2] T. Pluciński, *Uwagi o chemikach i równaniach reakcji chemicznych*, <http://www.tomek.strony.ug.edu.pl/rowna.htm>
- [3] W. Ufnalski, *Pułapki arytmetycznej metody bilansowania równań reakcji chemicznych*, Chemia w Szkole, 1983, 29 (4), 197-200.
- [4] Jensen W.B., *Unbalanced Chemical Equations*, J. Chem. Educ., 1987, 64 (7), 646.
- [5] Bennett G.W., *Material balances and redox equations*, J. Chem. Educ., 1954, 31 (6), 324-325.
- [6] Carrano S.A., *Balancing an Atypical Redox Equation*, J. Chem. Educ. 1978, 55 (6) 382.
- [7] Riley J., Richmond T.G., *Redox Equations with an Infinite Number of Balanced Solutions*, J. Chem. Educ., 1992, 69 (2), 114-115.
- [8] Filgueiras C.A.L., *Balancing a Chemical Equation. What Does It Mean?*, J. Chem. Educ., 1992, 69 (4), 276-277.
- [9] Ferguson L. A., *How Do I Balance This? ... Let Me Count the Ways!*, J. Chem. Educ., 1996, 73 (12) 1129.
- [10] W. A. Freeman, N. K. Goh, L. S. Chia, D. M. Hart, E. A. Lucas, D. J. Peery, R. Subramaniam, M. J. ten Hoor, S. Toby, R. S. Treptow, J. Chem. Educ., 1997, 74 (11) 1271.
- [11] Ten Hoor M.J., *Redox Balancing without Puzzling*, J. Chem. Educ. 1997, 74, 11 1367-1368.
- [12] Porter S.K., *How Should Equation Balancing be Taught?*, J. Chem. Educ., 1985, 62 (6), 507-508.
- [13] Kolb D., *More on Balancing Redox Equations*, J. Chem. Educ., 1979, 56 (3), 181-184.
- [14] Szmal Z.S., Lipiec T., *Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej. Podręcznik dla studentów farmacji*, Wydawnictwo Lekarskie PZWL Warszawa, 1997.
- [15] Pazdro K.M., Danikiewicz W., *Chemia dla licealistów. Podstawy. Część I. Chemia ogólna*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1996.
- [16] Matysikowa Z., Kowalik E., Karczyński F., Kocimowska-Badek A., Ufnalski W., Karpiński W., *Chemia dla klasy III i IV liceum ogólnokształcącego o profilu biologiczno-chemicznym*, WSiP, Warszawa, 1993.
- [17] Langner M., *Arytmetyczna metoda rozwiązywania równań chemicznych*, Chemia w Szkole, 1982, 28 (4) 202-203.
- [18] Danikiewicz W., *Bilansowanie równań reakcji redoks*, Chemia w Szkole, 1984, 30 (5), 251-266.
- [19] Pazdro K.M., *Chemia dla licealistów. Chemia nieorganiczna*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1996.
- [20] Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 1997.
- [21] Pazdro K.M., Rola-Noworyta A., *Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 2014.
- [22] Langner M., *Reakcje utleniania i redukcji w nauczaniu chemii*, WSiP, Warszawa, 1982.
- [23] Pazdro K.M., *Chemia dla licealistów. Elektrochemia*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1996.
- [24] Galska-Krajewska A., Pazdro K.M., *Dydaktyka chemii*, PWN, Warszawa, 1990.
- [25] Morris K. B., *The balancing of oxidation-reduction equations*, J. Chem. Educ., 1938, 15 (11), 538-540.
- [26] Ludwig O.G., *On balancing "redox challenges"*, J. Chem. Educ., 1996, 73 (6) 507.
- [27] Swinehart D. F., *More On Oxidation Numbers*, J. Chem. Educ., 1952, 29 (6), 284-285.
- [28] Danikiewicz W., *O wartościowości, elektrowartościowości i stopniu utlenienia*, Chemia w Szkole, 1984, 30 (1), 16-22, 28.
- [29] Van der Werf C. A., Davidson A. W., Sisler H. H., *Oxidation-Reduction: A Re-evaluation*, J. Chem. Educ 1945, 450-456.
- [30] Persona A., *Chemia – wybór testów z egzaminów wstępnych na akademie medyczne i kierunki przyrodnicze. Tom 1*, Wydawnictwo Medyk, Warszawa, 1997.
- [31] Z. Dobkowska, Pazdro K.M., *Szkolny poradnik chemiczny*, WSiP, Warszawa, 1986.
- [32] Allen L.C., *Electronegativity Is the Average One-Electron Energy of the Valence-Shell Electrons in Ground-State Free Atoms*, J. Am. Chem. Soc. 1989, 111, 9003-9014.
- [33] *Chemia nieorganiczna*, pod red. L. Kolditza, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 1994.
- [34] Zabawa G., *Równania reakcji chemicznych w chemii organicznej. Metoda O.P.I.S.U.*, Chemia w Szkole. 2002, 3, 135-137.
- [35] Kecki Z., *Kłopoty dydaktyczne z pojęciami utleniania i redukcji*, Chemia w Szkole, 1986, 32 (3), 138-142.
- [36] Moore J.W., *Balancing the Forest and the Trees*, J. Chem. Educ., 1997, 74 (11), 1253.
- [37] Blakley G. R., *Chemical Equation Balancing. A General Method which is Quick, Simple, and has Unexpected Applications*, J. Chem. Educ., 1982, 59 (9), 728-734.
- [38] Mierzecki R., *Historia rozwoju pojęć utlenianie i redukcja*, Chemia w Szkole, 1986, 32 (3), 117.
- [39] Sobkowiak A., *Letters*, J. Chem. Educ. 74, 11 (1997) 1256-1257.
- [40] Ufnalski W., *Chemia w szkole średniej. Powtórzenie i testy egzaminacyjne*, WNT, Warszawa, 1998.
- [41] Smolik M., Korolewicz T., Dębska-Horecka A., *Neorganiczna analiza jakościowa*, Wydawnictwo Politechniki Śląskiej, Gliwice, 1999.
- [42] Langner M., *Reaktywność metali*, Chemia w Szkole, 1982, 22 (4) 189-193.
- [43] Łukaszewski M., *Reakcje metali z kwasami*, Chemia w Szkole, 2005, 51 (1), 9-12.
- [44] Minczewski J., Marzenko Z., *Chemia analityczna 1*, PWN, Warszawa, 1997.
- [45] Czerwiński A., Czerwińska A., Jelińska-Kazimierzczuk M., Kuśmierczyk K., *Chemia 1*, WSiP, Warszawa, 2002.
- [46] Miłobędzki T., *Szkola analizy jakościowej*, PWN, Warszawa, 1954.

Zadania z chemii dla szkół podstawowych. Część IV.

Kwasy

Ewa Trybalska, Zbigniew Gawron, Ewa Mączko, Zofia Broł,
 Maria Gogołowicz, Ewelina Szewczyk, Dominika Sadowska,
 Michał Kwiatkowski, Alicja Gierlotka, Katarzyna Czapla

Zadania zawarte w zbiorze powstawały w latach 2014-2017 w trakcie warsztatów metodycznych Gliwickiego Ośrodka Metodycznego. Wszystkie osoby zaangażowane w jego projektowanie są nauczycielami o ogromnym doświadczeniu w pracy z uczniami zarówno zainteresowanymi chemią, jak i takimi, dla których jest ona bardzo trudnym przedmiotem. Właśnie z myślą o tych drugich uczniach powstały publikowane niżej zestawy zadań. Zbiory zadań, dostępne obecnie na rynku wydawniczym, skierowane są w większości do uczniów zdolnych i bardzo zdolnych. Wiemy z doświadczenia, że jeżeli młody człowiek nie potrafi sprostać postawionym mu zadaniom, szybko się zniechęca i, czując się gorszym, zaczyna przeskadzać w prowadzeniu lekcji. Nasz zbiór zawiera zadania o różnorodnych formach. Znaczna ich część została wzbogacona o wskazówki, które pomogą uczniom w ich rozwiązaniu. Mamy nadzieję, że zbiór ten będzie pomocny w państwa pracy i ułatwi uczniom szkół podstawowych opanowanie elementarnych umiejętności z zakresu chemii.

1. Poznajemy elektrolity i nieelektrolity

1.1. Wybierz właściwe dokończenie definicji.

ELEKTROLITY TO...

- związki chemiczne, które przewodzą prąd elektryczny dzięki obecności jonów w roztworze wodnym lub po ich stopieniu,
- związki chemiczne, których roztwory wodne nie przewodzą prądu elektrycznego,
- związki chemiczne, których roztwory wodne przepuszczają światło słoneczne,
- związki chemiczne, które przewodzą prąd elektryczny.

1.2. Wybierz właściwe dokończenie definicji.

NIEELEKTROLITY TO...

- związki chemiczne, których roztwory wodne przewodzą prąd elektryczny,
- związki chemiczne, których roztwory wodne nie przewodzą prądu elektrycznego,
- związki chemiczne, których roztwory wodne przepuszczają światło słoneczne,
- związki chemiczne, które nie przewodzą prądu elektrycznego.

1.3. Podkreśl nazwy substancji, które są wskaźnikami kwasowo-zasadowymi.

sok z marchewki, wywar z czerwonej kapusty,

fenoloftaleina, kawa, herbata, oranż metylowy, woda destylowana, uniwersalny papierek wskaźnikowy, bibuła

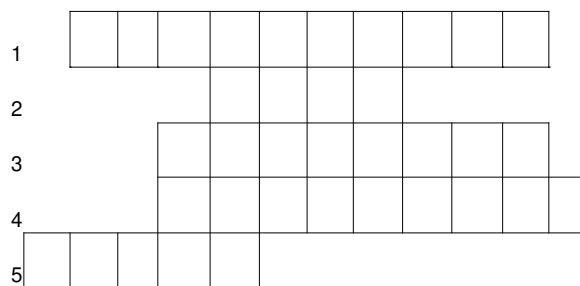
1.4. Dokończ definicję.

WSKAŹNIKI KWASOWO-ZASADOWE TO

1.5. Uzupełnij tabelę wpisując odpowiednią barwę wskaźnika.

	Barwa fenoloftaleiny	Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego	Barwa wywaru z czerwonej kapusty
Woda destylowana			
Roztwór kwasu cytrynowego			
Roztwór mydła			

1.6. Rozwiąż krzyżówkę.



- Substancja, której wodny roztwór przewodzi prąd elektryczny.
- Może być destylowana.
- Barwa fenoloftaleiny w roztworach zasadowych.
- Substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.
- Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworze o odczynie obojętnym.

2. Poznajemy kwasy. Kwas chlorowodorowy

2.1. Uzupełnij zdania (dobierz odpowiednie określenia spośród wymienionych):

zieloną, soku żółdkowym, kwasem tlenowym, zachować szczególną ostrożność, higroskopijny, czerwoną, żrący

Kwas chlorowodorowy jest, dlatego parzy skórę, niszczy tkaninę i papier. W związku z tym używając tego kwasu należy

Papierek uniwersalny po włożeniu do roztworu kwasu solnego zmienia barwę na
Rozcieńczony roztwór kwasu solnego występuje w człowieka i innych ssaków.

2.2. Spośród podanych określ te, które dotyczą kwasu solnego:

Powstaje w wyniku *rozpuszczania chlorowodoru w wodzie / odparowania soku z cytryny*.

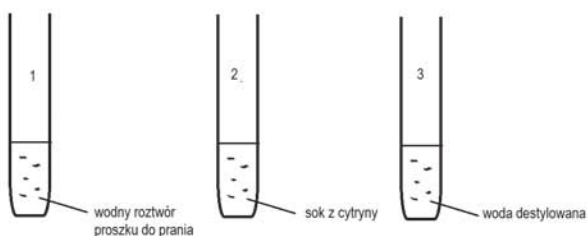
Jest to *ciało stałe/ciecz*.

Jego wzór sumaryczny to *HBr / HCl*.

2.3. Który z kwasów bierze udział w trawieniu u ssaków:

- A. H_3PO_4 B. HCl
C. H_2S D. H_2CO_3

2.4. W której probówce uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwi się na czerwono?



- A. We wszystkich probówkach
B. W żadnej z nich
C. W probówce nr 1 i 3
D. W probówce nr 2

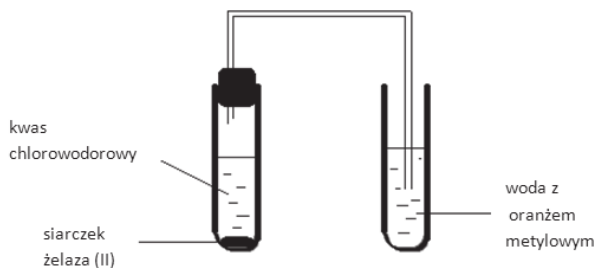
2.5. Podaj wzór sumaryczny kwasu chlorowodorowego i narysuj model jego cząsteczki.

Wzór sumaryczny:

Model cząsteczki:

3. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowodorowy

3.1. W czasie doświadczenia pokazanego na schemacie wydziela się siarkowodor. Wskaż prawidłową obserwację:



- A. Powstaje brązowy gaz
B. Następuje zwęglenie substancji
C. Roztwór zmienia barwę na malinową
D. Wyczuwalny jest charakterystyczny zapach zgniłych jaj

3.2. Wśród wymienionych podkreśl kwasy beztlenowe:



3.3. Cząsteczka kwasu siarkowodorowego ma wzór sumaryczny H_2S . Na podstawie wzoru sumarycznego zapisz wzór strukturalny i narysuj model tej cząsteczki.

Wzór strukturalny:

Model cząsteczki:

3.4. Siarkowodor otrzymujemy w wyniku reakcji wodoru z siarką w temp. $600\text{ }^\circ\text{C}$. Zapisz odpowiednie równanie tej reakcji (pamiętaj, że wodor w stanie wolnym występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek).



3.5. Dokończ zdanie, podkreślając prawidłowe barwy:

Po rozpuszczeniu siarkowodoru w wodzie uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia kolor z żółtego/czerwonego na żółty/czerwony.

4. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowy(VI)

4.1. Wskaż poprawną obserwację do poniższego doświadczenia.



- A. Wybielenie cukru
B. Rozpuszczenie się cukru
C. Czernienie cukru
D. Wyparowanie cukru

4.2. Oblicz masę cząsteczkową kwasu siarkowego(VI).

4.3. Podkreśl właściwości kwasu siarkowego(VI):
oleista ciecz, substancja stała, higroskopijny, wybielający, po dodaniu do wody opada na dno, po dodaniu do wody pływa po powierzchni, ma charakterystyczny zapach zgniłych jaj.

4.4. Na poniższej fotografii przedstawiono rozcieńczanie stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI).

W czasie tego doświadczenia:



- A. Znacznie wzrasta temperatura
- B. Obniża się temperatura
- C. Temperatura nie zmienia się
- D. Roztwór zamarza

4.5. Dokończ zdanie: „Pamiętaj chemiku młody

5. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowy(IV)

5.1. Jakie obserwacje odnotowano w doświadczeniu „działanie tlenku siarki(IV) na czerwoną różę” przedstawionym na schemacie:

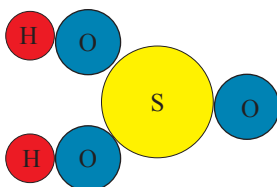


- a) Wybielenie płatków róży
- a) Żółknięcie płatków róży
- b) Rozkład płatków róży
- c) Wyparowanie płatków róży

5.2. Na podstawie modelu cząsteczki kwasu siarkowego(IV) zapisz wzór sumaryczny cząsteczki tego kwasu.

Wzór sumaryczny:

.....



5.3. Oblicz masę cząsteczkową kwasu siarkowego(IV) o wzorze sumarycznym H_2SO_3 . Masy atomowe wynoszą odpowiednio: $m_H=1u$, $m_S=32u$, $m_O=16u$.

5.4. Podkreśl wzory sumaryczne kwasów tlenowych:
 H_2SO_4 , HCl , H_2SO_3 , H_2S , HBr

6. Poznajemy kwasy. Kwas azotowy(V)

6.1. Wskaż wzór sumaryczny kwasu azotowego(V):

- A. HCl
- B. H_2SO_4
- C. H_2S
- D. HNO_3

6.2. Ułóż podane kwasy według wzrastającej masy cząsteczkowej ($m_H=1u$, $m_O=16u$, $m_S=32u$, $m_N=14u$, $m_{Cl}=35u$):

- H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , HCl , HNO_3

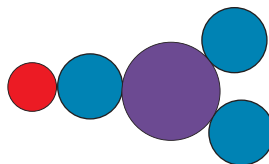
6.3. Ułóż zdania tak, aby były poprawne.

Po dodaniu stężonego kwasu azotowego(V) do białka:	A. następuje zmiana zabarwienia białka na żółty.	Reakcja ta nosi nazwę	C. reakcji polimeryzacji.
	B. następuje zmiana zabarwienia białka na niebieski.		D. reakcji ksantoproteinowej.

6.4. Oceń czy zdanie jest prawdziwe czy fałszywe:

- a) Kwas azotowy(V) jest kwasem tlenowym. P / F
- b) Azot w kwasie azotowym(V) ma wartościowość III. P / F
- c) Cząsteczka kwasu azotowego(V) zawiera 3 atomy tlenu. P / F
- d) Roztwór wodny kwasu azotowego(V) barwi uniwersalny papierek wskaźnikowy na kolor czerwony. P / F

6.5. Który kwas można przedstawić za pomocą następującego modelu cząsteczki?



- a) wybierz i zaznacz wzór sumaryczny tego kwasu HNO_3 , HNO_2
- b) oraz nazwę tego kwasu kwas azotowy(V) kwas azotowy(III)

7. Poznajemy kwasy. Kwas węglowy

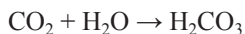
7.1. W wymienionych wzorach sumarycznych kwasów zaznacz resztę kwasową:

HCl, H₂CO₃, HNO₃, H₂SO₄, H₂S

7.2. Spośród wymienionych zastosowań wybierz te, które dotyczą kwasu węglowego:

woda gazowana, produkcja papieru, do kąpieli kwasowęgłowych w uzdrowiskach, jako składnik gumy do żucia.

7.3. W poniższym równaniu reakcji podaj nazwy wszystkich reagentów:



7.4. Posługując się wykresem rozpuszczalności gazów w wodzie, oszacuj, w jakiej temperaturze rozpuszczalność tlenku węgla(IV) w wodzie jest większa, w temperaturze 20 °C czy 10 °C? Następnie określ, kiedy woda gazowana (roztwór kwasu węglowego) łatwiej się „wygazuje”, w temperaturze 10 °C czy 20 °C?

7.5. Podaj wartościowości pierwiastków budujących cząsteczkę kwasu węglowego o wzorze sumarycznym H₂CO₃.

8. Poznajemy kwasy. Kwas fosforowy(V)

8.1. Podkreśl właściwości kwasu fosforowego(V).

Kwas fosforowy(V) o stężeniu 100% jest ciałem *stałym / gazem*. Roztwór wodny tego kwasu jest *czerwony / bezbarwny*. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze wodnym kwasu fosforowego(V) barwi się na kolor *czerwony / niebieski*.

8.2. Podkreśl, w których produktach znajduje się kwas fosforowy(V):

mleko, woda gazowana, galaretki, sok pomarańczowy, coca – cola

8.3. Dopasuj nazwy kwasów do wzorów sumarycznych:

- | | | |
|------------------------|----|--------------------------------|
| A. Kwas siarkowodorowy | 1. | HCl |
| B. Kwas fosforowy(V) | 2. | H ₂ S |
| C. Kwas azotowy(V) | 3. | H ₂ CO ₃ |
| D. Kwas solny | 4. | H ₃ PO ₄ |
| | 5. | HNO ₃ |

8.4. Oceń czy zdanie jest prawdziwe czy fałszywe:

- a) Kwas fosforowy(V) jest kwasem beztlenowym P/F
- b) Kwas fosforowy jest składnikiem niektórych produktów spożywczych P/F
- c) Roztwór kwasu fosforowego(V) barwi uniwersalny papierek wskaźnikowy na kolor niebieski P/F
- d) Rozcieńczony kwas fosforowy(V) powoduje zwęglanie cukru P/F

8.5. Uzupełnij zdania (dobierz odpowiednie wyrażenia spośród wymienionych):

nawóz sztuczny, próchnicy zębów, tlenku kwasowego, coca – cola, odrdzewiacz

Kwas fosforowy (V) jest składnikiem napojów typu Kwas ten uszkadza szkliwo zębów, dlatego przyczynia się do powstawania Ze względu na swoje właściwości kwas ten i zawierające go napoje są używane jako W rolnictwie używamy soli tego kwasu jako Kwas fosforowy(V) jest kwasem tlenowym, zatem można go otrzymać w reakcji odpowiedniego z wodą.

9. Dysocjacja jonowa kwasów.

9.1. Uzupełnij tekst. W miejsce kropek wpisz odpowiednie wyrazy z poniższej ramki, tak aby zdania były prawdziwe.

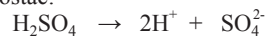
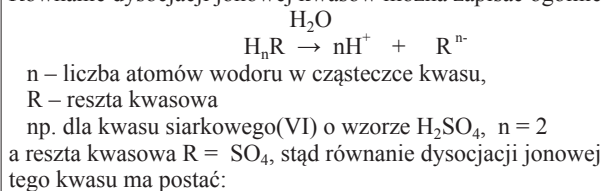
przewodzą, nie przewodzą, przepływa, nie przepływa, nieelektrolity, elektrolity, jony, kationy, aniony, woda, kwasy

Elektrolity to substancje, które rozpuszczone w wodzie lub stopione rozpadają się na dodatnie i ujemne. Dzięki obecności jonów wodne roztwory elektrolitów prąd elektryczny.

Przez wodne roztwory kwasów prąd elektryczny. Kwasy są więc Proces rozpadu związku chemicznego na jony pod wpływem to dysocjacja elektrolityczna. to związki chemiczne, które dysocjując w roztworze wodnym tworzą wodoru i reszt kwasowych

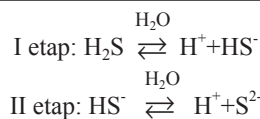
9.2. Uzupełnij równania dysocjacji jonowej kwasów. Informacja z poniższej ramki jest pomocna podczas wykonywania tego zadania.

Równanie dysocjacji jonowej kwasów można zapisać ogólnie:



- a) → H⁺ + Cl⁻
- b) HNO₃ → +
- c) HClO₄ → +

9.3. Takie kwasy jak H₂S czy H₂CO₃ ulegają stopniowej dysocjacji. Na podstawie podanego przykładu napisz równania dysocjacji stopniowej kwasu węglowego.



9.4. TEST – wybierz poprawną odpowiedź.

I. Dysocjacja jonowa kwasów i zasad to:

- rozpad tych substancji pod wpływem promieniowania słonecznego;
- rozpad cząsteczek tych substancji na jony pod wpływem wody;
- rozpad cząsteczek tych substancji na jony pod wpływem prądu elektrycznego;
- oddawanie elektronów przez cząsteczki tych substancji.

II. Która substancja dysocjuje na kationy wodorowe?

- kwas;
- woda i zasada;
- kwas i zasada;
- żadna z nich.

III. Który z zapisów równania reakcji dysocjacji kwasu siarkowego(VI) jest prawidłowy?

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

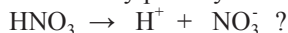
IV. Które równanie jest poprawnym zapisem procesu dysocjacji kwasu azotowego(V)?

- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + 3\text{NO}^-$
- $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$
- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^{3-}$
- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

V. W wyniku dysocjacji kwasu siarkowego(IV) w roztworze wodnym obecne są jony:

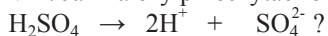
- H^+ i SO_4^{2-} ;
- H^+ i SO_3^{2-} ;
- H^+ i S^{2-} ;
- OH^- i S^{2-}

VI. Jak należy przeczytać równanie reakcji:



- cząsteczka kwasu azotowego(V) dysocjuje na wodór i anion reszty kwasowej;
- cząsteczka kwasu azotowego(V) dysocjuje na wodór i jon tlenu azotu;
- cząsteczka kwasu azotowego(V) dysocjuje na kation wodoru i anion reszty kwasowej;
- cząsteczka kwasu azotowego(V) dysocjuje na anion wodoru i kation reszty kwasowej.

VII. Jak należy przeczytać równanie reakcji:



- cząsteczka kwasu siarkowego(IV) dysocjuje na dwa kationy wodoru i anion reszty kwasowej;
- cząsteczka kwasu siarkowego(VI) dysocjuje na dwa kationy wodoru i anion reszty kwasowej;
- cząsteczka kwasu siarkowego(VI) dysocjuje na wodór i tlenek siarki;

d) cząsteczka kwasu siarkowego(VI) dysocjuje na kation wodoru i anion reszty kwasowej.

VIII. Jakie liczby należy wstawić w miejsce x, y, z, aby poniższy zapis był poprawnym równaniem całkowitej dysocjacji kwasu fosforowego(V) ?



	x	y	z
a)	3	1-	3+
b)	3	1+	3-
c)	1	3+	1-
d)	1	3+	3-

IX. W którym szeregu a), b), c) czy d) zapisano wyłącznie wzory anionów reszt kwasowych?

- Cl^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} ;
- Cl^- , SO_3^{2-} , OH^- , HNO_3 ;
- SO_4^{2-} , Cl^- , O^{2-} , NO_3^- ;
- HCl , Cl^- , S^{2-} , H^+ .

X. W roztworze wodnym wykryto jony: H^+ , Cl^- , NO_3^- i SO_4^{2-} .

Jakie substancje rozpuszczono w wodzie, aby uzyskać ten roztwór?

- SO_2 , Cl_2 , HNO_3 ;
- H_2SO_3 , HNO_3 , HCl ;
- HNO_3 , HCl , H_2SO_4 ;
- HNO_3 , NaClO_2 , H_2SO_4 .

10. Kwaśne opady.

10.1. Podkreśl te dokończenia, które pasują do rozpoczętego zdania.

ŹRÓDŁAMI EMISJI TLENKÓW SIARKI I AZOTU SĄ

.....
przemysł motoryzacyjny, elektrownie wodne, elektrociepłownie, zakłady przemysłowe, w których spala się węgiel, elektrownie wiatrowe

10.2. Z poniższej listy wybierz te działania, które mają na celu zapobieganie powstawaniu zanieczyszczeń powietrza.

zakaz wypalania traw, montowanie filtrów na kominach zakładów przemysłowych, nakaz palenia w domach węglem, montowanie katalizatorów w samochodach, należy stosować benzynę, która zawiera dużo ołowiu

10.3. Pewien uczeń zebrał do zlewki próbkę deszczu, który padał w okolicy Gliwic (kwaśny deszcz) oraz próbkę deszczu, który padał w Tatrach. Następnie do każdej z pobranych próbek zanurzył uniwersalny papierek wskaźnikowy. Jakie obserwacje powinien zapisać ten uczeń w zeszycie?

A. W próbce deszczu górskiego uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na zielono, a w próbce deszczu z Gliwic papierek nie zmienia zabarwienia.

- B. W próbce deszczu górskiego uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na czerwono, a w próbce deszczu z Gliwic papierek nie zmienia zabarwienia.
- C. W próbce deszczu górskiego uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienia barwy, a w próbce deszczu z Gliwic papierek barwi się na czerwono.
- D. W próbce deszczu górskiego uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienia barwy, a w próbce deszczu z Gliwic papierek barwi się na zielono.

10.4. Zaznacz prawidłowe dokończenie definicji.
SMOG TO...

- A. szczególnie niebezpieczny dla człowieka rodzaj zanieczyszczeń powietrza, będący mieszaniną zanieczyszczeń pyłowych i gazowych.
- B. szczególnie bezpieczny dla człowieka rodzaj zanieczyszczeń powietrza, będący mieszaniną zanieczyszczeń pyłowych i gazowych.
- C. szczególnie niebezpieczny dla człowieka rodzaj zanieczyszczeń gleby, będący mieszaniną zanieczyszczeń pyłowych i gazowych.
- D. szczególnie niebezpieczny dla człowieka rodzaj zanieczyszczeń wody, będący mieszaniną zanieczyszczeń pyłowych i gazowych.

10.5. Wymień trzy czynniki, które mogą powodować powstawanie kwaśnych opadów.

ODPOWIEDZI:

1. Poznajemy elektrolity i nieelektrolity

1.1 a

1.2 b

1.3 wywar z czerwonej kapusty, fenoloftaleina, herbata, oranż metylowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy

1.4 substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

1.5

	Barwa fenoloftaleniny	Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego	Barwa wywaru z czerwonej kapusty
Woda destylowana	bezbarwna	żółta	niebieska
Kwasek cytrynowy	bezbarwna	czerwona	różowa
Roztwór mydła	malinowa	zielona	zielona

1.7

1	E	L	E	K	T	R	O	L	I	T
2			W	O	D	A				
3			M	A	L	I	N	O	W	A
4			W	S	K	A	Ż	N	I	K
5	Ż	Ó	Ł	T	Y					

2. Poznajemy kwasy. Kwas chlorowodorowy

2.1 Kwas chlorowodorowy jest żrący, dlatego parzy skórę,

niszczy tkaninę i papier. W związku z tym przy pracy z tym kwasem należy zachować szczególną ostrożność.

Papierek uniwersalny po włożeniu do roztworu kwasu solnego zmienia barwę na *czerwoną*.

Rozcieńczony roztwór kwasu solnego występuje w soku żołądkowym człowieka i innych ssaków.

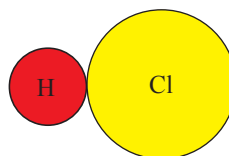
2.2 Powstaje w wyniku *rozpuszczania chlorowodoru w wodzie*. Jest to *ciecz*. Jego wzór sumaryczny to *HCl*.

2.3 b

2.4 d

2.5 Wzór sumaryczny: HCl

Model cząsteczki:



3. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowodorowy

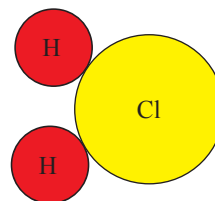
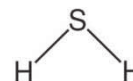
3.1 d

3.2 H₂S, HCl

3.3

Wzór strukturalny:

Model cząsteczki:



3.4 H₂ + S → H₂S

3.5 Po rozpuszczeniu siarkowodoru w wodzie uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę z żółtego na *czerwoną*.

4. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowy(VI)

4.1 c

4.2 98 u

4.3 oleista ciecz, higroskopijny, po dodaniu do wody opada na dno

4.4 a

4.5 wlewaj zawsze kwas do wody

5. Poznajemy kwasy. Kwas siarkowy(IV)

5.1 a

5.2 H₂SO₃

5.3 $m_{\text{H}_2\text{SO}_3} = 2 \times m_{\text{H}} + m_{\text{S}} + 3 \times m_{\text{O}} = 2 \times 1\text{u} + 32\text{u} + 3 \times 16\text{u} = 82\text{u}$

5.4 H₂SO₄, H₂SO₃

6. Poznajemy kwasy. Kwas azotowy(V)

6.1 d

6.2 H₂S, HCl, HNO₃, H₂SO₃, H₂SO₄

6.3 AD

6.4 a – P, b – F, c – P, d – P

6.5 HNO₃, kwas azotowy(V)

7. Poznajemy kwasy. Kwas węglowy

7.1 HCl, H₂CO₃, HNO₃, H₂SO₄, H₂S

7.2 woda gazowana, do kąpeli kwasowęglowych w uzdrowiskach.

7.3 tlenek węgla(IV) + woda → kwas węglowy

7.4 Rozpuszczalność tlenku węgla(IV) jest większa w temp. 10 °C. Łatwiej „wygazuje” się w wyższej temperaturze (CO₂ ma wtedy mniejszą rozpuszczalność).

7.5 H(I), C(IV), O(II)

8. Poznajemy kwasy. Kwas fosforowy(V)

8.1 Kwas fosforowy(V) o stężeniu 100% jest ciałem stałym. Roztwór wodny tego kwasu jest bezbarwny. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze wodnym kwasu fosforowego(V) barwi się na kolor czerwony.

8.2 galaretki, coca – cola

8.3

Kwas siarkowodorowy

2. H₂S

Kwas fosforowy(V)

4. H₃PO₄

Kwas azotowy(V)

5. HNO₃

Kwas solny

1. HCl

8.4 a – F, b – P, c – F, d – F

8.5 Kwas fosforowy(V) jest składnikiem napojów typu *coca – cola*. Kwas ten uszkadza szkliwo zębów, dlatego przyczynia się do powstawania *próchnicy zębów*. Ze względu na swoje właściwości kwas ten i zawierające go napoje są używane jako *odrdzewiacz*. W rolnictwie używamy soli tego kwasu jako *nawóz sztuczny*. Kwas fosforowy(V) jest kwasem tlenowym, zatem można go otrzymać w reakcji odpowiedniego *tlenku kwasowego* z wodą.

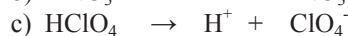
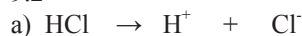
9. Dysocjacja jonowa kwasów.

9.1 Elektrolity to substancje, które rozpuszczone w wodzie lub stopione rozpadają się na *jony* dodatnie i ujemne.

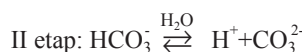
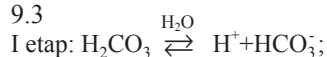
Dzięki obecności tych jonów wodne roztwory elektrolitów, np. kwasów, *przewodzą* prąd elektryczny. Kwasy są więc *elektrolitami*. Proces rozpadu związku chemicznego na jony pod wpływem *wody* to dysocjacja elektrolityczna.

Kwasy to związki chemiczne, które dysocjując w roztworze wodnym tworzą *kationy* wodoru i *aniony* reszt kwasowych.

9.2



9.3



9.4 TEST: I – b, II – a, III – c, IV – d, V – b, VI – c, VII – b, VIII – b, IX – a, X – c.

10. Kwaśne opady.

10.1 przemysł motoryzacyjny, elektrociepłownie, zakłady przemysłowe, w których spala się węgiel

10.2 zakaz wypalania traw, montowanie filtrów na kominach zakładów przemysłowych, montowanie katalizatorów w samochodach

10.3 c

10.4 a

10.5 emisja zanieczyszczeń przemysłowych, intensywny transport np. lotniczy, samochodowy, składowanie i utylizacja ścieków i odpadów

mgr inż. Ewa Trybalska, II LO w Gliwicach, doradca metodyczny ds. chemii

mgr Zbigniew Gawron, I LO i SP nr 6 w Gliwicach

mgr inż. Ewa Mączko, I LO w Gliwicach

mgr Zofia Brol, SP nr 6 w Gliwicach

mgr Maria Gogołowicz, SP nr 19 w Gliwicach

mgr Ewelina Szewczyk, SP nr 39 w Gliwicach

mgr inż. Dominika Sadowska, SP Filomata w Gliwicach

mgr inż. Michał Kwiatkowski, I LO w Gliwicach, SP nr 6 w Gliwicach

mgr Alicja Gierlotka, SP nr 1 w Gliwicach, SP nr 5 w Pyskowicach

mgr Katarzyna Czapla, I LO w Gliwicach

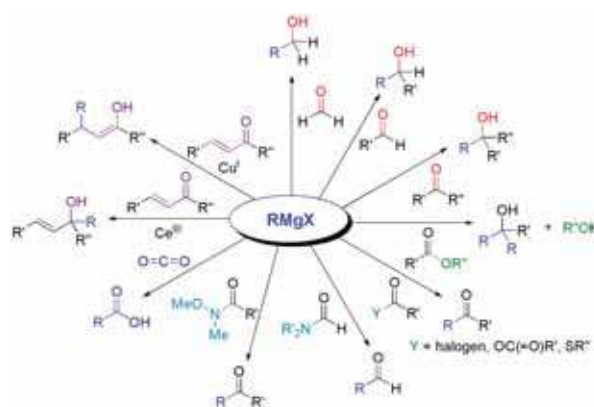
W następnym wydaniu polecamy m.in.:

Chemia związków metaloorganicznych

Zadania dla szkół podstawowych

Zadania z 50. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej.

Chemicy polscy u progu odzyskania niepodległości



Metoda CLIL w nauczaniu chemii

– inspiracją do prowadzenia zajęć z chemii w języku obcym

Marcin M. Chrzanowski, Agnieszka Siporska

Wnawiązaniu do artykułu pt. „Metoda CLIL w nauczaniu chemii – propozycja lekcji w liceum ogólnokształcącym”, autorstwa Pani Aleksandry Kani, opublikowanego w „Chemii w Szkole” w numerze 6/2017, mając na uwadze nasze wieloletnie doświadczenie na tym polu, chcielibyśmy podzielić się z Państwem naszymi pomysłami i opracowanymi przez nas materiałami napisanymi w duchu metody CLIL.

Obowiązująca podstawa programowa nauczania¹ w szkołach podstawowych kładzie szczególny nacisk na *rozwijanie kompetencji w zakresie języka obcego nowożytnego (które²) należy z założenia traktować jako proces wieloletni, naznaczony nierównomiernym rozwojem w zakresie poszczególnych umiejętności, zależny od warunków, w których kształcenie to się odbywa*. W dokumencie zapisano, że *język obcy nowożytny powinien przede wszystkim przyczynić się do wszechstronnego rozwoju dziecka, a nie stanowić celu samego w sobie*.

Coraz silniej otwierający się światowy rynek pracy generuje nowe wyzwania i kierunki rozwoju edukacji, a w szczególności łączenie kształcenia interdyscyplinarnego w zakresie przedmiotów, np. przyrodniczych, z elementami kształcenia językowego. Opracowywane są nowe metody nauczania-uczenia się i sposoby ich realizacji, w szczególności *Peer learning activities* – metody oparte na wzajemnym uczeniu się. Wśród nich znajduje się m.in. **CLIL – Content and Language Integrated Learning**. Jej stosowanie, podobnie jak i innych nowatorskich metod, znajduje od lat odzwierciedlenie w badaniach i raportach edukacyjnych. Jednym z nich jest raport przygotowany przez Davida Scotta i Shane Beadle, pt. *Improving the effectiveness of language learning: CLIL and computer assisted language learning*, który wykazuje efektywność stosowania metody CLIL.

Christiane Dalton-Puffer³ wymienia cechy charakterystyczne metody CLIL – metody nauczania, której zastosowaniu towarzyszy wzbogacenie zarówno umiejętności przedmiotowych, jak i językowych:

- | *CLIL is about using a foreign language or a lingua franca, not a second language (L2). That is, the language of instruction is one that students will mainly encounter in the classroom, given that it is not regularly used in the wider society they live in.*
- | *The dominant CLIL language is English, reflecting the fact that a command of English as an additional language is increasingly regarded as a key literacy feature worldwide.*
- | *CLIL also implies that teachers will normally be non-native speakers of the target language. They are not, in most cases, foreign language experts, but instead content experts, because “classroom content is not so much taken from everyday life or the general content of the target language culture but rather from content subjects, from academic/scientific disciplines or from the professions”⁴.*
- | *This means that **CLIL lessons are usually timetabled as content lessons (e.g., biology, music, geography, mechanical engineering), while the target language normally continues as a subject in its own right, in the shape of foreign language lessons taught by language specialists.***
- | *In CLIL programs typically less than 50% of the curriculum is taught in the target language.*
- | *Furthermore, CLIL is usually implemented once learners have already acquired literacy skills in their first language (L1), which is more often at the secondary than the primary level.*

Elementy tej metody można odnaleźć w podstawie programowej¹, zarówno w *najważniejszych umiejętnościach rozwijanych w ramach kształcenia ogólnego (I)*, oraz *treściach nauczania – wymaganiach szczegółowych (II)* nowożytnych języków obcych:

Ad (I):

- 1) *sprawne komunikowanie się w języku polskim oraz w językach obcych nowożytnych;*
- 3) *poszukiwanie, porządkowanie, krytyczna analiza oraz wykorzystanie informacji z różnych źródeł;*
- 4) *kreatywne rozwiązywanie problemów z różnych dziedzin ze świadomym wykorzystaniem metod i narzędzi wywodzących się z informatyki, w tym programowanie;*

¹ Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej z dnia 14 lutego 2017 r. w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego oraz podstawy programowej kształcenia ogólnego dla szkoły podstawowej, w tym dla uczniów z niepełnosprawnością intelektualną w stopniu umiarkowanym lub znacznym, kształcenia ogólnego dla branżowej szkoły I stopnia, kształcenia ogólnego dla szkoły specjalnej przysposabiającej do pracy oraz kształcenia ogólnego dla szkoły policealnej

² przypisy autorów

³ Annual Review of Applied Linguistics (2011), 31, 182–204. Cambridge University Press, 2011, doi: 10.1017/S0267190511000092

⁴ Wolff, D. (2007). CLIL: Bridging the gap between school and working life. W: D. Marsh & D. Wolff (Eds.), *Diverse contexts – converging goals. CLIL in Europe* (pp. 15–25). Frankfurt am Main, Germany: Peter Lang.

Ad2 (II)

I Etap edukacyjny: kl. I-III – edukacja wczesnoszkolna
X. Edukacja językowa. Język obcy nowożytny.

1. Uczeń posługuje się bardzo podstawowym zasobem środków językowych dotyczących jego samego i jego najbliższego otoczenia, umożliwiającym realizację pozostałych wymagań ogólnych w zakresie następujących tematów:
 - 11) moje samopoczucie;
 - 12) przyroda wokół mnie;
7. W zakresie przetwarzania tekstu uczeń nazywa w języku obcym nowożytnym np. osoby, zwierzęta, przedmioty, czynności – z najbliższego otoczenia oraz przedstawione w materiałach wizualnych i audiowizualnych.

II Etap edukacyjny: kl. IV-VIII

Język obcy nowożytny. Podstawa programowa – wersja

II.1. Język obcy nowożytny nauczany jako pierwszy

1. Uczeń posługuje się podstawowym zasobem środków językowych (leksykalnych, gramatycznych, ortograficznych oraz fonetycznych), umożliwiającym realizację pozostałych wymagań ogólnych w zakresie następujących tematów:

- 6) żywienie (np. artykuły spożywcze, posiłki i ich przygotowywanie, nawyki żywieniowe, lokale gastronomiczne);
- 11) zdrowie (np. tryb życia, samopoczucie, choroby, ich objawy i leczenie);
- 12) nauka i technika (np. odkrycia naukowe, wynalazki, korzystanie z podstawowych urządzeń technicznych i technologii informacyjno-komunikacyjnych);
- 13) świat przyrody (np. pogoda, pory roku, rośliny i zwierzęta, krajobraz, zagrożenie i ochrona środowiska naturalnego);

XII. Uczeń korzysta ze źródeł informacji w języku obcym nowożytnym (np. z encyklopedii, mediów, instrukcji obsługi), również za pomocą technologii informacyjno-komunikacyjnych.

XIII. Uczeń stosuje strategie komunikacyjne (np. domyślanie się znaczenia wyrazów z kontekstu, identyfikowanie słów kluczowych lub internacjonalizmów) i strategie kompensacyjne, w przypadku gdy nie zna lub nie pamięta wyrazu (np. upraszczanie formy wypowiedzi, zastępowanie innym wyrazem, opis, wykorzystywanie środków niewerbalnych).

II Etap edukacyjny: kl. IV-VIII

Język obcy nowożytny. Podstawa programowa – wersja

II.2. Język obcy nowożytny nauczany jako drugi

- I. Uczeń posługuje się bardzo podstawowym zasobem środków językowych (leksykalnych, gramatycznych, ortograficznych oraz fonetycznych), umożliwiającym realizację pozostałych wymagań ogólnych w zakresie następujących tematów:

- 6) żywienie (np. artykuły spożywcze, posiłki, lokale gastronomiczne);
- 11) zdrowie (np. samopoczucie, choroby, ich objawy i leczenie);
- 12) świat przyrody (np. pogoda, pory roku, rośliny i zwierzęta, krajobraz).

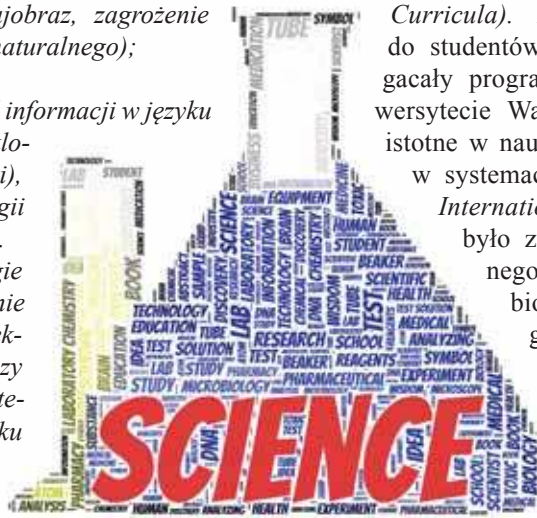
VIII. Uczeń przetwarza bardzo prosty tekst ustnie lub pisemnie:

- 1) przekazuje w języku obcym nowożytnym podstawowe informacje zawarte w materiałach wizualnych (np. mapach, symbolach, piktogramach) lub audiowizualnych (np. filmach, reklamach);

Jak więc uczyć metodą CLIL? W warunkach i sposobach realizacji zapisano, że tworzenie i wykorzystywanie takich zadań językowych, które będą stanowiły ilustrację przydatności języka obcego nowożytnego do realizacji własnych celów komunikacyjnych, oraz stwarzanie sytuacji edukacyjnych sprzyjających poznawaniu i rozwijaniu przez uczniów własnych zainteresowań oraz pasji (...) powinny docelowo służyć rozwijaniu (...) uczniów.

Nauczanie metodą CLIL wykorzystano podczas realizacji zajęć dla polskojęzycznych i anglojęzycznych studentów I, II i III stopnia Wydziałów Biologii i Chemii Uniwersytetu Warszawskiego: *Dydaktyka przedmiotów przyrodniczych w międzynarodowych programach nauczania (Didactics of Science in International Curricula)*. Zajęcia były skierowane głównie do studentów bloku dydaktycznego oraz wzbogacały program kształcenia nauczycieli na Uniwersytecie Warszawskim o treści i umiejętności istotne w nauczaniu przedmiotów przyrodniczych w systemach dwujęzycznych oraz w IB (ang. *International Baccalaureate*). Efektem zajęć było zwiększenie wachlarza specjalistycznego słownictwa u studentów z zakresu biologii, chemii, fizyki, matematyki, geografii i przyrody, a także poznanie międzynarodowych podstaw programowych i programów nauczania w języku angielskim, a w tym umiejętność prowadzenia praktycznych i teoretycznych zajęć przedmiotowych z nauk przyrodniczych w języku angielskim oraz interpretacja różnic pomiędzy polskim a międzynarodowym systemem kształcenia w zakresie biologii, chemii i przyrody.

Zdobyte w czasie kursu umiejętności praktyczne i laboratoryjne pozwolą studentom rozumieć i stosować w prak-

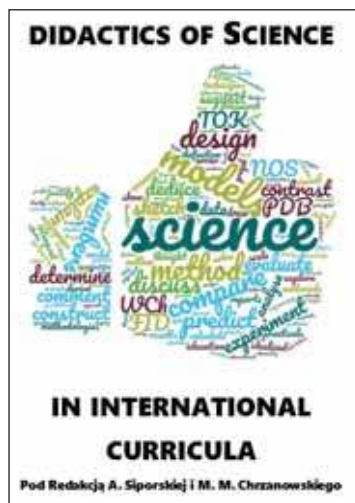


tyce zasady nauczania w w/w programach – efektem ma być znajomość takich wymiarów nauki i rozumowania, które rzadko są kształtowane zarówno w polskiej szkole, jak i w szkołach wyższych: *Nature of Science*, *Inquiry-Based Science Education*, *Theory of Knowledge*, epistemologia i filozofia przyrody, historia odkryć naukowych. Wymienione wymiary stanowią podstawę kształcenia uczniów w szkołach międzynarodowych.

W ramach opisanych wyżej zajęć prowadzący przedmiot przygotowali skrypt dla studentów⁵. Koncepcja skryptu wpisuje się w główne założenia podejścia metodycznego CLIL i łączy nauczanie języka obcego z nauczaniem przedmiotów szkolnych i akademickich. **Skrypt dostępny jest w całości bezpłatnie – można z niego korzystać na własnych zajęciach.**

Skrypt podzielony jest na 18 rozdziałów poprzedzonych wstępem i zakończony biogramami autorów:

- | Introduction. Learner Profile
- | Command Terms. External Assessment (Biology)
- | Command Terms. External Assessment (Chemistry)
- | Scientific Method (qualitative)
- | Scientific Method (quantitative)
- | Mathematical Aspects in Science
- | Practical Biology
- | Chemistry and Biology in Physics
- | Modelling in Science
- | Chemistry and Biology in Geography
- | Inquiry Based Science Education



Rys. 1: Okładka skryptu.

- | Practicals and Assessment (Biology)
- | Practicals and Assessment (Chemistry)
- | Practicals in Chemistry
- | Calculations in Chemistry and Biology
- | Outdoor Science Education
- | Theory of Knowledge. Nature of Science
- | Appendix: Syllabus, Practical in Biology – correct version of student’s LAB report

Jest to skrypt do wykorzystania dla studentów, ale **co ważne, wszelkie aktywności w nim zamieszczone są dostosowane do poziomu szkół ponadgimnazjalnych (ponadpodstawowych)**. W skrypcie można znaleźć zarówno wprowadzenie teoretyczne do tematu, jak również zadania i ćwiczenia do samodzielnego wyko-

nania dla studentów (uczniów), zazwyczaj ze wskazanymi odpowiedziami oraz metodą rozwiązania. Dodatkowym atutem publikacji są dokładne opisy eksperymentów ze wszystkich przedmiotów przyrodniczych, które można przeprowadzić różnymi metodami.

Jako że metodologia wszystkich dziedzin przyrodniczych jest wspólna, w publikacji postanowiliśmy zamieścić fragment skryptu dotyczący teorii nauki: *Theory of Knowledge. Nature of Science*. Omawiana w tym rozdziale tematyka oraz zadania sprawdzające mogą być z powodzeniem wykorzystane do przeprowadzenia zajęć z każdego z przedmiotów przyrodniczych, ponieważ dotyczy kształtowania takich umiejętności jak: kreatywność, innowacyjność, krytyczne i logiczne myślenie, analiza źródeł informacji, stawianie pytań adekwatnych do sytuacji i kontekstu, rozumowanie, argumentowanie czy wnioskowanie. Umiejętności te pozwalają uczniowi w sposób bardziej dojrzały i uporządkowany zrozumieć świat.

ACTIVITY 7

Read the text below. Apply your critical thinking.

Strange life has been found trapped inside these giant cave crystals, Feb. 21, 2017⁶

Strange microbes have been found inside the massive, subterranean crystals of Mexico’s Naica Mine, and researchers suspect they’ve been living there for up to 50,000 years. The ancient creatures appear to have been dormant for thousands of years, surviving in tiny pockets of liquid within the crystal structures. Now, scientists have managed to extract them — and wake them up. “These organisms are so extraordinary,” astrobiologist Penelope Boston, director of the NASA Astrobiology Institute, said on Friday at the annual meeting of the American Association for the Advancement of Science (AAAS) in Boston. The Cave of Crystals in Mexico’s Naica Mine might look incredibly beautiful, but it’s one of the most inhospitable places on Earth, with temperatures ranging from 45 to 65 °C (113 to 149 °F), and humidity levels hitting more than 99 percent. Not only are temperatures hellishly high, but the environment is also oppressively acidic, and confined to pitch-black darkness some 300 metres (1,000 feet) below the surface.

Researchers have previously found life living inside the walls of the cavern and nearby the crystals — a 2013 expedition to Naica reported the discovery of creatures thriving in the hot, saline springs of the complex cave system. But when Boston and her team extracted liquid from the tiny gaps inside the crystals and sent them off to be analysed, they realised that not only was there life inside, but it was unlike anything they’d seen in the scientific record. They suspect the creatures

¹ http://www.biol.uw.edu.pl/pdb/wp-content/uploads/2015/01/SKRYPT-WB_UW-dydaktyka2017naWWW.pdf, dostęp z dnia 26. 01. 2018

² Tekst na podstwie: <http://www.businessinsider.com/strange-life-has-been-found-trapped-inside-these-giant-cave-crystals-2017-2?IR=T>, dostęp 26 01 2018.

had been living inside their crystal castles for somewhere between 10,000 and 50,000 years, and while their bodies had mostly shut down, they were still very much alive.

“Other people have made longer-term claims for the antiquity of organisms that were still alive, but in this case these organisms are all very extraordinary — they are not very closely related to anything in the known genetic databases,” Boston told Jonathan Amos at BBC News.

What’s perhaps most extraordinary about the find is that the researchers were able to ‘revive’ some of the microbes, and grow cultures from them in the lab. “Much to my surprise we got things to grow,” Boston told Sarah Knapton at The Telegraph. “It was laborious. We lost some of them — that’s just the game. They’ve got needs we can’t fulfill.”

At this point, we should be clear that the discovery has yet to be published in a peer-reviewed journal, so until other scientists have had a chance to examine the methodology and findings, we can’t consider the discovery be definitive just yet.

1. Think of at least 3 knowledge questions connected with the text . Discuss them with other students

Examples of knowledge questions:

.....

.....

.....

.....

2. Think of at least 2 ethical and social problems connected with the text. Discuss them with other students

Examples of problems

.....

.....

.....

3. Are you an empiricist or rationalist? What does it mean to you?

.....

.....

Answers

1. Examples of knowledge questions

- | How do we know that this chunk of crystal is really from Mexico’s Naica Mine?
- | How do we know the age of the crystal?
- | Is the age of the crystal the same as organisms’ age? How do we know that?
- | How do scientists know that the microbes come from the crystal chunk?

2. Examples of problems

- | How important are such discoveries?
- | Should such investigations ensure funding for future missions?
- | Are there any ethical problems arising when scientists revive ancient or extinct species?

W rozdziale skryptu, o którym mowa, uczniowie mają także za zadanie, między innymi, zdefiniować (w języku angielskim) kilka abstrakcyjnych pojęć, takich jak teoria czy nauka oraz określić, z czego zbudowany jest Księżyc, a następnie spróbować zmierzyć się ze sfalsyfikowaniem hipotezy: *Księżyc składa się z sera żółtego*. Tego typu podejście nie tylko pogłębia kompetencje językowe uczniów, ale również z jednej strony wprowadza na zajęcia element humorystyczny i rozluźniający, z drugiej jednak wymaga pewnej samodyscypliny, dociekliwości, publicznego przedstawiania argumentów i ich skutecznego bronięcia.

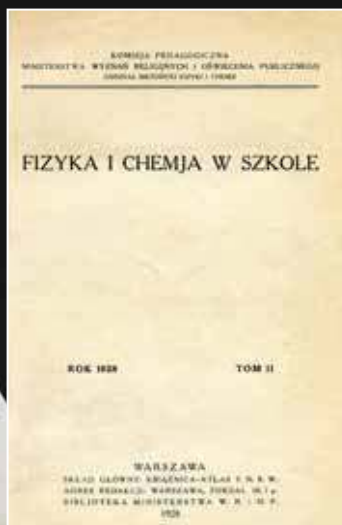
Zgodnie z zapisami podstawy programowej kształcenia ogólnego, (*nauczyciel*) przygotowując uczniów do myślenia abstrakcyjnego w przyszłości i rozwiązywania problemów, (...) wykorzystuje **treści wszystkich edukacji**. W podejściu CLIL kluczową rolę odgrywają właśnie treści niejęzykowe, dostosowane do potrzeb poszczególnych grup uczących się, których opanowanie umożliwi aktywny udział w obcojęzycznej specjalistycznej komunikacji językowej – stąd jest ona coraz powszechniej stosowana w nauczaniu.

Dr Marcin M. Chrzanowski

Uniwersytet Warszawski, Wydział Biologii, Pracownia Dydaktyki Biologii

Dr Agnieszka Siporska

Uniwersytet Warszawski, Wydział Chemii, Laboratorium Dydaktyki Chemii



Nasze czasopismo ukazywało się:

1 rok – gdy Maria Skłodowska-Curie w Stanach Zjednoczonych zbierała pieniądze na zakup grama radu dla Instytutu Radowego w Warszawie (obecnie Centrum Onkologii – Instytut im. Marii Skłodowskiej-Curie w Warszawie).

4 lata – gdy odkryto neutron

9 lat – gdy wyprodukowano nylon

25 lat – gdy odkryto DNA

27 lat – gdy uzyskano diament z grafitu

60 lat – gdy odkryto kuchnię molekularną

67 lat – gdy odkryto reakcje uzgodnione

74 lata – gdy odkryto oganesson, ostatni pierwiastek z tablicy Mendelejewa

76 lat – gdy wyprodukowano grafen

91 lat – będzie ukazywała się „Chemia w Szkole”, dzięki Waszej prenumeracie!

Prenumerata 2019 – formularz zamówienia na
www.aspress.com.pl/prenumerata-2019/

doświadczenia dla klas 7-8 szkoły podstawowej



Zestaw dydaktyczny zawiera opis **53 doświadczeń** oraz **komplet odczynników chemicznych** niezbędnych do ich wykonania. Niektóre pokazy mogą wymagać dodatkowych materiałów, które można pozyskać w szkole lub gospodarstwie domowym (tj. kreda, cukier, olej itp.).



SUBSTANCJE I ICH WŁAŚCIWOŚCI: Badanie właściwości chemicznych magnezu • Badanie właściwości fizycznych substancji • Rozdzielanie dwóch cieczy mieszających się ze sobą • Sporządzanie i rozdzielanie roztworu soli kuchennej w wodzie • Rozdzielanie mieszaniny piasku i wody • **REAKCJE CHEMICZNE:** Badanie przemian substancji • Ogrzewanie cukru • Termiczny rozkład marmuru (węglan wapnia) • Ogrzewanie mieszaniny cynku i siarki • Reakcja magnezu z kwasem solnym • Tworzenie mieszaniny oziębiającej • Badanie efektu termicznego reakcji magnezu z kwasem solnym • Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie • **TLEN, WODÓR I ICH ZWIĄZKI CHEMICZNE. POWIETRZE:** Badanie składu powietrza I • Badanie składu powietrza II • Otrzymywanie tlenu i badanie jego właściwości • Otrzymywanie wodoru i badanie jego właściwości • Otrzymywanie tlenku węgla (IV) i badanie jego właściwości • Badanie wpływu czynników na szybkość procesu korozji • **WODA I ROZTWORY WODNE:** Badanie rozpuszczalności w wodzie • Badanie czynników wpływających na szybkość rozpuszczania substancji w wodzie • **WODOROTLENKI I KWASY:** Badanie zachowania się sodu wobec wody w obecności fenoloftaleiny • Działanie wody na tlenek wapnia w obecności fenoloftaleiny • Otrzymywanie wodorotlenku glinu • Badanie właściwości produktu reakcji tlenku fosforu (V) z wodą • Badanie przewodnictwa elektrycznego wodnych roztworów cukru, wodorotlenku sodu, alkoholu etylowego i kwasu octowego • Badanie barwy fenoloftaleiny, oranżu metylowego i lakmusu w wodzie destylowanej oraz po dodaniu do wody kwasu solnego i wodorotlenku sodu • Określanie odczynu różnych produktów z najbliższego otoczenia • **SOLE:** Otrzymywanie trudno rozpuszczalnych soli • Reakcja siarczynu (VI) miedzi (II) z zasadą sodową • **WĘGLOWODORY:** Badanie palności gazowych alkanów i produktów ich spalania • Otrzymywanie etylenu i jego właściwości fizyczne • Odróżnienie węglowodorów nasyconych od nienasyconych • Badanie odczynu alkoholu etylowego • Badanie właściwości fizycznych etanolu • Badanie palności etanolu • Badanie właściwości fizycznych propano-1, 2, 3-triolu • **SUBSTANCJE CHEMICZNE O ZNACZENIU BIOLOGICZNYM:** Badanie odczynu kwasu octowego • Badanie właściwości fizycznych kwasu octowego • Działanie kwasu octowego na wodorotlenek sodu • Działanie kwasu octowego na metale • Badanie zachowania się kwasu octowego wobec tlenku miedzi (II) • Badanie właściwości kwasu stearynowego • Badanie reakcji kwasu stearynowego z zasadą sodową • Reakcja etanolu z kwasem octowym • Badanie właściwości tłuszczów stałych i ciekłych • Badanie rozpuszczalności białka jaja kurzego • Działanie podwyższonej temperatury na białko • Badanie zachowania się białka pod wpływem czynników zewnętrznych • Wykrywanie za pomocą stężonego kwasu azotowego (V) obecności białka w produktach spożywczych (np. w białku jaja kurzego) • Badanie właściwości glukozy • Badanie rozpuszczalności skrobi w wodzie • Wykrywanie skrobi w produktach spożywczych

Część 1 i 2 – zestaw 53 doświadczeń z kompletem odczynników

nr 480-0003 **1 490,00 zł**



Gotowe rozwiązania dla **klasopracowni chemicznej** do pobrania na stronie

www.klasopracownia.pl

