

Chemia w Szkole

306 (LIX) indeks 354562 CENA 19,50 zł (w tym 5% VAT)

Nr 5 WRZESIEŃ/PAŹDZIERNIK 2013

Zadania z elektrochemii

**Atramenty sympatyczne
w doświadczeniach**

**Antocyjany i flawonoidy
jako barwniki roślinne**

O fulerenie C₆₀

Wykresy rozpuszczalności

82050301310005

ISSN 0411-8634

10



9 770411 863303

Czasopisma pedagogiczne **odkryj je na nowo!**

Teraz w nowym, większym formacie
W poszerzonej objętości
Z nową szatą graficzną, bogatą w rysunki i fotografie

- Nowe, ciekawe treści - przydatne, praktyczne, inspirujące
- Więcej doświadczeń, eksperymentów i pomysłów na ciekawe lekcje
- Nowe propozycje metodyczne
- Prezentacje najnowszych odkryć oraz osiągnięć naukowych i akademickich
- Atrakcyjne pomoce dydaktyczne

Zmieniamy się
dla Ciebie!



Sprawdź nas - zamów prenumeratę!

Redakcja Czasopism Pedagogicznych EduPress, Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Spółka z o.o.
Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa, tel. 22 244 84 11, faks 22 244 84 10, e-mail: prenumerata@raabe.com.pl

www.edupress.pl



Szanowni Państwo

Podstawowe narzędzia mojej pracy jako wykładowcy akademickiego to kreda i tablica. Nie oznacza to jednak, że jestem zaprzysięgłym konserwatystą, wręcz przeciwnie – doceniam postęp techniczny i na co dzień posługuję się różnymi elektronicznymi gadżetami, które uprzyjemniają i ułatwiają nam życie. Jednak stosowanie w nauczaniu specjalnych komputerowych programów do prezentacji uważam, poza wyjątkowymi przypadkami, za nieporozumienie. Programy takie pozwalają nam co prawda przygotować eleganckie wystąpienia konferencyjne, za pomocą których jednak tylko *informujemy* zgromadzoną publiczność o naszych dokonaniach i od nikogo potem tej wiedzy nie egzekwujemy. Jeśli jednak naszym zamiarem jest *nauczanie*, to adresowany do uczniów lub studentów przekaz musi być nie tylko zrozumiały, ale także możliwy przez nich do zanotowania, czyli – wytwarzany przez wykładowcę na bieżąco. Proszę jednak zajrzeć choćby do Internetu, wpisując do wyszukiwarki typową tematykę chemiczną. Część materiałów będzie miała postać plików typu ppt lub pdf, zamieszczanych tam jako autentyczny materiał wykładowcy. Sądzę, że w tych przypadkach, gdy przezrocza są gęsto usiane licznymi wzorami i skomplikowanymi schematami lub strukturami, nie chcieliby Państwo być w taki sposób uczeni i zdawać egzaminu... Ponadto wygłaszany w trakcie wyświetlania slajdu komentarz wykładowcy zapewne w znacznym stopniu umyka uwagi adresatów, zajętych panicznie na ogół przerysowywaniem obrazu na ekranie. A przecież wystarczyłoby odrobina wyobraźni o tym, jaki sposób przekazu na linii nauczyciel-uczeń jest skuteczny, a jaki musi pozostać w obszarze myślenia życzeniowego i z jakiego zatem należy zrezygnować. Na korzyść pozornie staroświeckiej kredy i tablicy, gdy trzeba pokazać *sposób rozumowania*, przy okazjonalnej jedynie pomocy komputera, który, np. dynamikę poruszających się cząsteczek pokaże poprzez modelową animację ich ruchu o wiele bardziej przekonująco niż pełne największego nawet poświęcenia z naszej strony wymachiwanie rękami...

Po tej pozytywnej, mam nadzieję, refleksji zapraszam do lektury niniejszego numeru, w którym znajdują Państwo, jak zwykle, bardzo różnorodny materiał – historię odkrycia fulerenów, opowieść o barwnikach roślinnych, doświadczenia z atramentami sympatycznymi, a także problemy z elektrochemią dla liceów i zadania z ostatniej Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej.

Życzę Państwu przyjemnej lektury.

Chemia w Szkole

Czasopisma
Pedagogiczne

NUMER 5 WRZESIEŃ/PAŹDZIERIK 2013

306 (LVIII) indeks 354562 ISSN 0411-8634

Nakład 3000 egz. CENA 19,50 zł
(w tym 5% VAT)

Zdjęcie na okładce: fuleren (fot. Fotolia)

Redakcja Marek Orlik (redaktor naczelny), Kamil Kaznowski (sekretarz redakcji)

Adres redakcji 01-194 Warszawa, ul. Młynarska 8/12, tel. 22 244 84 71, faks 22 244 84 76, chemia@raabe.com.pl

Wydawca Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o., ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa, tel. 22 244 84 00, faks 22 244 84 20, e-mail: raabe@raabe.com.pl, www.raabe.com.pl, NIP: 526-13-49-514, REGON: 011864960,

Zarejestrowana w Sądzie Rejonowym dla m. st. Warszawy w Warszawie XII Wydział Gospodarczy KRS, KRS 0000118704, Wysokość Kapitału Zakładowego: 50.000 PLN

Prezes Zarządu: Anna Gryczewska

Dyrektor wydawniczy: Józef Szewczyk, tel. 22 244 84 70, jszewczyk@raabe.com.pl

Dział obsługi klienta/prenumerata: tel. 22 244 84 11, faks 22 244 84 10, prenumerata@raabe.com.pl

Dział sprzedaży: tel. 22 244 84 55

Reklama: Andrzej Ildziak, tel. 22 244 84 77, faks 22 244 84 76, kom. 692 277 761, reklama@raabe.com.pl

Skład i famanie: Vega design, www.vegadesign.pl

Druk i oprawa: Pabianickie Zakłady Graficzne SA, 95-200 Pabianice, ul. P. Skargi 40/42

Redakcja nie zwraca nadesłanych materiałów, zastrzega sobie prawo formalnych zmian w treści artykułów i nie odpowiada za treść płatnych reklam.

Nauka i technika

4. Ciekawostki
Marek Orlik

5. Jak w dobrym kryminale:
Odkrycie cząsteczki fulerenu C₆₀
• Helena Dodziuk

Informacje, recenzje, porady

8. Próbna matura z chemii z Operonem
i Polskim Towarzystwem Chemicznym
• Robert Zakrzewski

Konkursy i olimpiady chemiczne

10. 45. Międzynarodowa Olimpiada
Chemiczna
• Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik

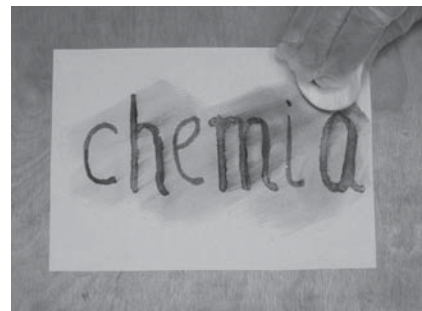
Kształcenie nauczycieli chemii

19. Znane i nieznanne oblicze
barwników roślinnych
– antocyjany i flawonoidy
• Joanna Kurek



Metodyka i praktyka szkolna

27. Atramenty sympatyczne
Iwona Orlińska



35. Propozycja zadań: Elektrochemia
ogni i półogni
• Kamil Kaznowski

41. Wykresy rozpuszczalności soli
w wodzie w praktyce szkolnej
• Wiktorja Skudlarska

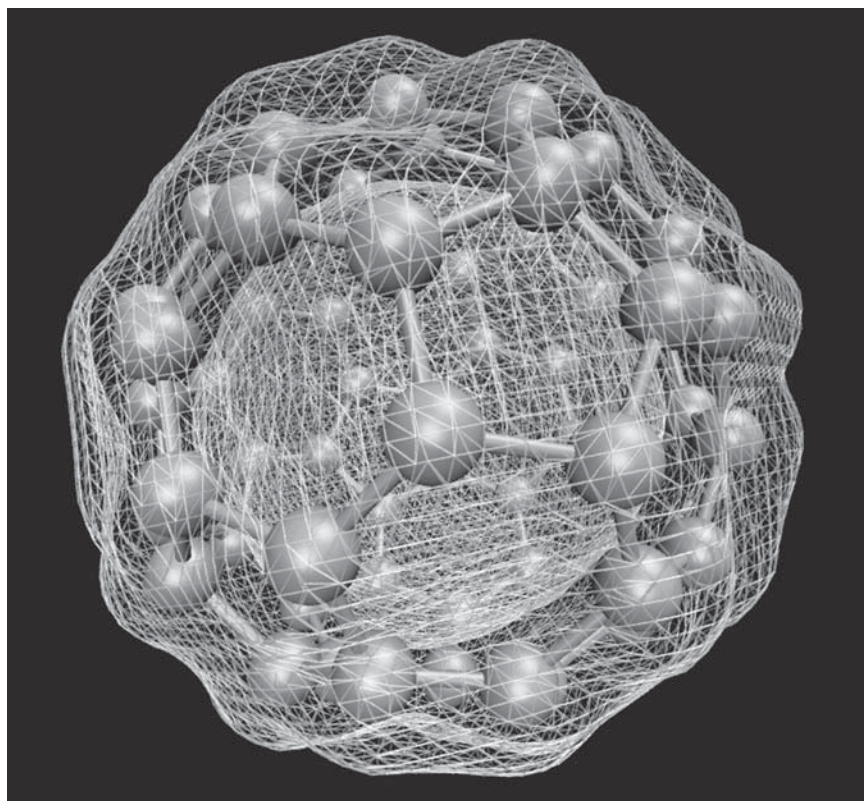
Informacje, recenzje, porady

45. Sprawozdanie Komitetu Głównego
Olimpiady Chemicznej z 59.
Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym
2012/2013

• Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

49. Sprawozdanie z 45.
Międzynarodowej Olimpiady
Chemicznej w Moskwie (Rosja)

• Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik



Potwierdzono odkrycie nowego pierwiastka?

Od roku 2007 pojawiają się w literaturze naukowej informacje o syntezach, na drodze fuzji lżejszych jąder atomowych, pierwiastków o liczbach atomowych $Z = 113-116$ i 118 , dokonanych w zespołach naukowych związanych z Instytutem Badań Jądrowych w Dubnej (Rosja) [1]. W reakcjach tych dochodziło do fuzji jąder odpowiednich izotopów Ca i U-Cm oraz Cf. Pierwsze doniesienia o syntezie w tym samym ośrodku „brakującego” pierwiastka 117 pojawiły się w roku 2010 [2], a dokładniej – zaobserwowano wtedy powstawanie izotopów $^{293}117$ i $^{294}117$ w reakcji fuzji jąder atomowych ^{48}Ca and ^{249}Bk . Informacje takie wymagają jednak starannej weryfikacji w toku niezależnych badań. Dopiero ostatnio, we wrześniu br. ukazała się praca niemieckich i szwedzkich badaczy

[3, 4], potwierdzająca metodami spektroskopowymi, w powiązaniu z modelowaniami metodą Monte Carlo, powstawanie pierwiastka o $Z = 115$ w reakcji fuzji jąder ^{48}Ca i ^{243}Am . Teraz ostateczna decyzja pozostaje w rękach Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC). Warto pamiętać, że tego typu badania zmierzają w kierunku odkrycia przewidywanych teoretycznie superciężkich, stabilnych jąder atomowych, tworzących charakterystyczną „wyspę” na diagramie korelującym liczbę protonów i neutronów dla znanych izotopów różnych pierwiastków.

[1] Yu. Ts. Oganessian et al., J. Phys. G 34, R165 (2007)

[2] Yu. Ts. Oganessian et al., Phys. Rev. Lett. 104 (2010)142502

[3] <http://wiadomosci.onet.pl/nauka/szwedzcy-naukowcy-potwierdzili-odkrycie-nowego-pierwiastka/ly7w7>

[4] D. Rudolph et al., Phys. Rev. Lett. 111 (2013) 112502

Piorun kulisty w laboratorium

Pioruny kuliste to niewątpliwie jedno z najbardziej tajemniczych ekstremalnych zjawisk w przyrodzie [1]. Ich powstawanie w czasie burz nie wiąże się zwykle z głośnymi wyładowaniami atmosferycznymi, lecz pojawiają się one bezgłośnie jako świecące, czasem syczące kule, wewnątrz budynków, a nawet samolotów i po kilkudziesięciu sekundach mogą zniknąć - bezgłośnie lub z pewnym efektem akustycznym. Obiekty te, niemal jak kule bilardowe, mogą przy tym odbijać się od ścian, mebli, a prawdopodobnie także przenikać przez ściany. Niezwykła rzadkość ich występowania utrudnia jednak zbadanie natury tego niezwykłego zjawiska. Istnieją niepotwierdzone doniesienia o wytwarzaniu i badaniach piorunów kulistych, jakie miał prowadzić

w swoim laboratorium słynny Nikola Tesla [2]. Jedna z koncepcji przypisuje piorunom kulistym naturę plazmy i tą drogą poszedł ostatnio w swoich badaniach zespół badaczy z *US Air Force Academy* w Kolorado (USA) [3]. Wysokonapięciowe wyładowania elektryczne w roztworze elektrolitu (CuSO_4 z dodatkiem NaCl , NaOH lub HCl dla regulacji pH) wywołały powstanie zjawisk łudząco podobnych do piorunów kulistych (por. fotografie w oryginalnej publikacji [3]), ale o znacznie krótszym od nich czasie życia (rzędu 0,5 s). Miejmy nadzieję, że wyniki te przybliżą nas do wyjaśnienia tajemnicy piorunów kulistych.

[1] <http://fizyka.net.pl/aktualnosci/aktualnosci.html>

[2] <http://wiadomosci.wp.pl/wid,15919915,wiadomosc.html>

[3] D.M. Friday et al., J. Phys. Chem. A 117 (2013) 9931-9940

Antynoble 2013

Oczekiwanie na rychłe ogłoszenie najnowszych Nagród Nobla urozmaicimy przeglądem ostatnich Antynobli, czyli Ig-Nobli, przyznanych uroczyste we wrześniu br. na amerykańskim Uniwersytecie Harvarda. A oto wybrane osiągnięcia [1, 2]. W dziedzinie chemii nagrodzony został zespół japońskich naukowców, który odkrył, że proces enzymatyczny, powodujący łzawienie u osób krojących cebulę, jest bardziej skomplikowany, niż wcześniej sądzono. Co ciekawe, artykuł na ten temat opublikowano w prestiżowym czasopiśmie *Nature* [2]. Inny japoński zespół uzyskał nagrodę za wykazanie, że muzyka z opery Giuseppe Verdiego „La Traviata” przedłuża o 27 dni życie myszy po przeszczepie serca. Z kolei pewien międzynarodowy zespół uzyskał niezwykłą, bo połączoną w dziedzinie biologii i astronomii nagrodę za oryginalną koncepcję, iż żuki gnojowe, które się zgubiły w terenie, odnajdują właściwy kierunek dzięki Drodze Mlecznej. W dziedzinie psychologii postanowiono na-

grodzić pracę dowodzącą, iż osoby, które sądzą, że się upiły, uważają się także za bardziej atrakcyjnych. Międzynarodowy zespół nagrodzonych fizyków wykazał natomiast, że niektórzy ludzie byłiby w stanie biegać po powierzchni stawu, o ile zarówno oni, jak i wzmiankowany staw, znajdowałyby się na Księżycu. Z kolei szczególne osiągnięcie w dziedzinie teorii prawdopodobieństwa polegało na wykazaniu, że: (1) im dłużej krowa leży, tym bardziej prawdopodobne staje się to, że wkrótce wstanie oraz (2) kiedy krowa wstanie, nie jest łatwo przewidzieć, kiedy znów się położy. O pozostałych Antynoblach może niech Czytelnik lepiej przeczyta samodzielnie... [1].

[1] <http://www.improbable.com/ig/winners/>

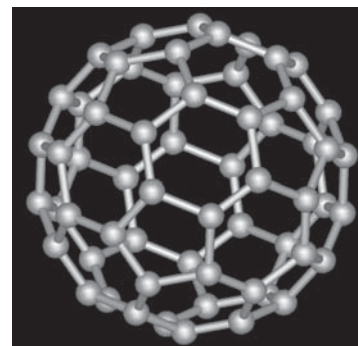
[2] <http://wiadomosci.wp.pl/kat,18032,title,Antynoble-przyznane-czyli-czego-naukowcy-nie-wymysla,wid,15981055,wiadomosc.html>

[3] S. Imai et al., Nature, 419 (6908) (2002) 685

Oprac. Marek Orlik

Jak w dobrym kryminale:

Odkrycie cząsteczki fulerenu C_{60}



Helena DODZIUK

Nauka jest najczęściej przedstawiana jako ustalony zbiór zasad, bezosobowy i pozbawiony emocji. Tak nie jest, czego doskonałym przykładem jest odkrycie fulerenów. Najbardziej znany fuleren C_{60} (**struktura 1**) charakteryzuje się bardzo wysoką symetrią I_h . Oznacza to, że wszystkie atomy węgla w tej cząsteczce są równoważne i rozpoczynając od jednego z nich można dojść do każdego innego, stosując operacje symetrii. W swojej słynnej książce „Widma wieloatomowych cząsteczek w podczerwieni i widma Ramana” przyszły laureat Nagrody Nobla (z 1971), Gerhard Herzberg, napisał: „Jest nieprawdopodobne, aby cząsteczki o takiej symetrii zostały kiedykolwiek znalezione” [1]. Jednak w 1981 roku została opisana, dokonana przez Paquette’a i współpracowników, synteza regularnego dodekahedranu (**struktura 2**) o symetrii regularnego dodekaedru, której przeprowadzenie zajęło tej grupie badawczej kilka lat [2]. Nieco więcej czasu upłynęło, zanim otrzymano cząsteczkę C_{60} , o symetrii regularnego ikosaedru. Taka cząsteczka została zaproponowana w pracy japońskich badaczy, opublikowanej w 1970 roku [3], a analogiczne, niezależne obliczenia przeprowadzili później dla C_{60} radzieccy naukowcy w 1973 roku [4]. Przez kilkanaście lat nikt się jednak tymi pracami nie zainteresował. Dopiero w 1984 roku opisa-



Struktura 1.



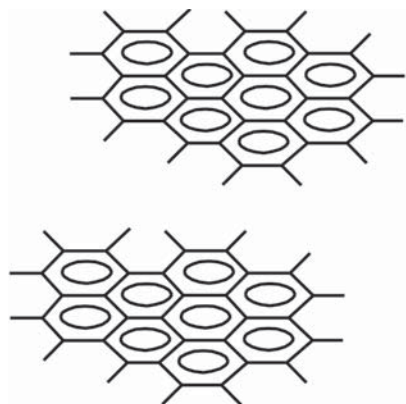
Struktura 2.

no widmo masowe klastrów węgla [5], w którym zaobserwowano silny sygnał pochodzący od cząsteczki C_{60} . Autorzy opublikowali co prawda pełne widmo, ale nie zainteresowali się bardzo silnym sygnałem C_{60} , bo celem ich badań były małe klastry węgla i w rezultacie nagrodę Nobla dostał ktoś inny.

W następnym roku uznany specjalista w dziedzinie astrochemii, tj. nauce zajmującej się chemią w przestrzeni kosmicznej, prof. H. W. Kro-

to, odwiedził prof. R. F. Curla i prof. R. E. Smalley’a, pracujących na Uniwersytecie Rice w Teksasie, w celu przeprowadzenia wspólnych badań produktów wyładowań w rurce próżniowej zawierającej sadzę. W tym doświadczeniu, które miało imitować warunki w przestrzeni kosmicznej, zaobserwowano wiele sygnałów, z których najsilniejszy odpowiadał stosunkowi masy do ładunku masy $m/e = 720$. Student, któremu zlecono optymalizację warunków doświadczalnych uzyskał widmo składające się z tylko dwóch pików: jednego, silnego odpowiadającego sygnałowi $m/e = 720$, a więc cząsteczce C_{60} , i słabszego odpowiadającego C_{70} (**struktura 3**) [6–8]. Widmo masowe pozwala jednak wyznaczyć jedynie wzór sumaryczny związku, a określenie struktury jego cząsteczki jest osobnym, w tym przypadku trudnym zadaniem.

Dla związku przedstawionego jako **struktura 1** rozważano różne możliwe budowy, m.in. leżące jeden nad drugim skondensowane układy pierścieni aromatycznych z tzw. „wiszącymi” (ang. *dangling*) wiązaniami (rys. 1). Gdyby nie hobbyistyczne zainteresowanie krotografiką i jego znajomość kopuł geodezyjnych architekta Buckminstera Fullera, poszukiwania struktury trwałyby zapewne dłużej. Zdecydowali się oni na ikosaedr o symetrii I_h przedstawiony jako **struktura 1**. Fuller, który miał później duże osiągnięcia w kilku dziedzinach i był doktorem honoris causa kilku uczelni, w młodości uważał

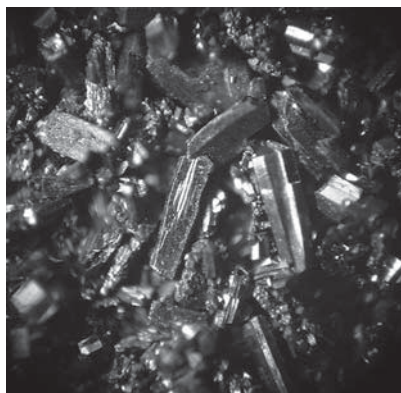


Rys. 1. Hipotetyczny model C_{60} z „wiszącymi” wiązaniami nie mającymi podstawników na końcach

się za pechowca: mając trzydzieści lat określał się jako „dwa razy nie przyjęty na uniwersytet Harvarda pechowiec, biznesowy nieudaczny i nałogowy alkoholik”.

Interesujące jest to, że Kroto, Smalley i Curl nie zdawali sobie sprawy, jaki właściwie kształt ma zaproponowany przez nich wysokosymetryczny obiekt i dopiero na Wydziale Matematycznym Uniwersytetu Rice uświadomiono im, że tak zbudowana jest przecież piłka futbolowa. Cała historia jest fascynująco opisana przez Kroto w pracach przeglądowych [7,8]. Należy podkreślić, że w tym samym roku 1985, w którym odkryto cząsteczkę fulerenu C_{60} , zaobserwowano także jego pierwszy endohedralny kompleks, analogiczny do **struktury 4**, to znaczy cząsteczkę fulerenu przedstawionego jako **struktura 1**, zawierającą wewnątrz klatki jon lub jony czy też inne cząsteczki [9].

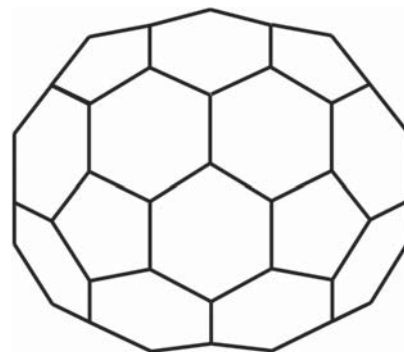
Do 1990 roku wytwarzano jedynie śladowe ilości fulerenu C_{60} , a jego struktura ciągle pozostawała nieudowodniona. Przełomem okazała się procedura otrzymywania dużych ilości fulerenów i ich oczyszczania zaproponowana przez Krätschmera ze współpracownikami [10]. Pozwoliło to Kroto wyizolować makroskopowe ilości C_{60} i C_{70} oraz określić jednoznacznie ich budowę przestrzenną na podstawie widm ^{13}C NMR. Zgod-



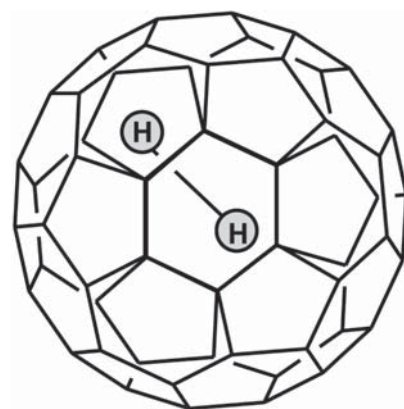
Rys. 2. Kryształy fulerenu C_{60}

nie z oczekiwaniem zaobserwowano w widmie tylko jeden sygnał dla pierwszej cząsteczki i pięć sygnałów dla drugiej, co jednoznacznie potwierdzało wcześniejsze hipotezy dotyczące ich budowy [11]. Obecnie technika NMR jest bardzo często stosowana do wyjaśnienia struktury cząsteczek związków organicznych, ale interpretacja widm jest często znacznie bardziej skomplikowana niż w przypadku wysokosymetrycznych fulerenów C_{60} i C_{70} .

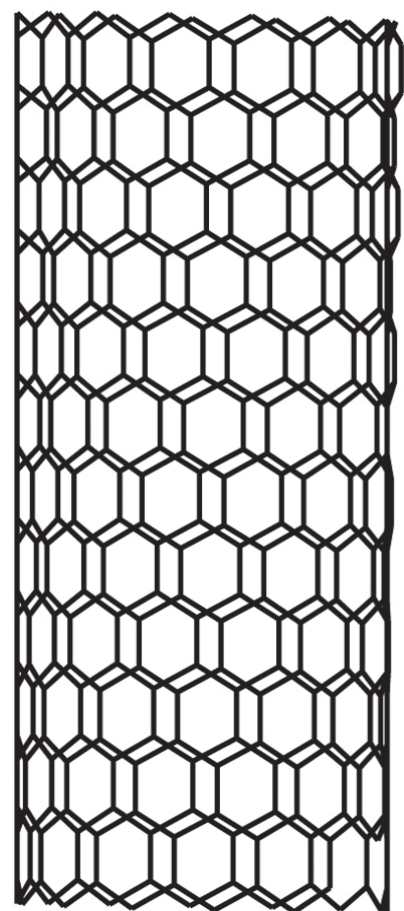
Jeszcze rzadziej NMR jest stosowany do pomiaru długości wiązań. Chociaż w C_{60} wszystkie atomy są równoważne, to są w tej cząsteczce dwa różne rodzaje wiązań: łączące dwa pierścienie sześciocłonowe i łączące pierścień pięciocłonowy z sześciocłonowym. Ich długości nie udało się zmierzyć w trakcie pierwszej analizy rentgenowskiej ze względu na kształt cząsteczki C_{60} zbliżony do kuli i drgania cieplne atomów w temperaturze pokojowej. Badania te pozwoliły na określenie jedynie średnicy cząsteczek przedstawionych jako **struktura 1** i odległości między nimi w molekularnym kryształie fulerenu. Chociaż NMR nie jest najlepszą metodą wyznaczania odległości międzyatomowych, za pomocą pomiaru anizotropii przesunięcia chemicznego ^{13}C w niskiej temperaturze, udało się zmierzyć długości wiązań w tej cząsteczce



Struktura 3.



Struktura 4.



Struktura 5.

[11]. Badania te wyraźnie wykazały istnienie dwóch typów wiązań, o różnej długości, w cząsteczce C₆₀.

Po odkryciu fulerenów zaczęła się „gorączka zastosowań”. Bardziej szczegółowo opowiemy o tym innym razem. Tutaj wystarczy wspomnieć, że w kilka lat po odkryciu fulerenów, zarówno w pracach badawczych, jak i w artykułach prasowych zaroilo się od propozycji zastosowań fulerenów, a zwłaszcza ich endohedralnych kompleksów, takich jak **struktura 4**, m.in. do przechowywania wodoru, otrzymywania nadprzewodzących przewodów elektrycznych czy też idealnych smarów [12]. Przez długie lata nic z tych obiecujących założeń nie wychodziło. Podobnie było w przypadku nanorurek węglowych, pokazanych schematycznie w postaci **struktury 5**, w praktyce na ogół dużo dłuższych i nie tak idealnych. W 2000 roku naukowcy z IBM twierdzili, że za 10 lat bę-

dziemy mieli do dyspozycji na skalę przemysłową elektronikę opartą nie na krzemie, a na nanorurkach. Jak widać, na razie nic z tego wyszło, a historia powtarza się obecnie z grafenem.

Zarówno fulereny, jak i nanorurki węglowe oraz grafen to niewątpliwie fascynujące układy o bardzo nietypowych właściwościach, z pewnością warte szczegółowych i wielostronnych badań. Nie należy jednak oczekiwać, że znajdą one szybko znaczące praktyczne zastosowania.

Jak widać, odkrycie fulerenów nie było szybkie, ustalenie struktury cząsteczek też nie było proste, a co więcej – obfitowało w zadziwiający zwroty akcji.

Z innych ciekawostek: ze względu na nazwisko Kroto sądziłam, że jest on Japończykiem. Jednak Harold Walter Kroto urodził się w Anglii, a Kroto to skrót nazwiska, które nosili jego rodzice, polscy Żydzi – Krotoszyńscy.

prof. dr hab. Helena Dodziuk
e-mail: dodziuk10@vp.pl

Literatura:

- [1] Herzberg G., *Infrared and Raman Spectra of Polyatomic Molecules*; Lancaster Press, Lancaster, 1945
- [2] Ternansky R.J., Balogh D.W., Paquette L., *J. Am. Chem. Soc.* 1982, 104, 4503
- [3] Osawa E., *Kagaku, Kyoto* 1970, 25, 854
- [4] Botchvar D.E., Galpern E.G., *Dokl. AN SSSR* 1973, 209, 610
- [5] Rohlifing E.A., Cox D.M., Kaldor A., *J. Chem. Phys.*, 1984, 81, 3322
- [6] Kroto H.W., Heath J.R., Curl R.F., Smalley R.E., *Nature* 1985, 318, 162–163
- [7] Kroto H., *Angew. Chem. Int. Ed.* 1997, 36, 1579–1593
- [8] Kroto H.W., *Angew. Chem. Int. Ed.* 1992, 31, 111–129
- [9] Taylor R., Hare J.P., Abdul-Sada A.K., Kroto H.W., *Chem. Commun.* 1990, 1423–1425
- [10] Krätschmer W., Fostiropoulos K., Huffman D.R., *Chem. Phys. Lett.* 1990, 170, 167
- [11] Yannoni C.S., Bernier P.P., Meier G., Salem J.R., *J. Am. Chem. Soc.* 1991, 113, 3190–3192
- [12] Stoddart J.F., *Angew. Chem. Int. Ed. Engl.* 1991, 30, 70–71

Szanowni Autorzy!

Materiały zgłaszane do publikacji prosimy nadsyłać w formie elektronicznej w formacie pliku Word przesłanym jako załącznik na adres: k.kaznowski@raabe.com.pl lub listownie do Redakcji na adres: „Chemia w Szkole”, Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o., ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa.

- Objętość nadesłanego tekstu powinna wynosić do 15 stron znormalizowanego maszynopisu, rozmiar czcionki 12, odstęp wiersza 1,5.
- Ilustracje i zdjęcia powinny być w formacie jpg, tif, png, bmp o rozdzielczości nie mniejszej niż 300 dpi. Wykresy, tabelki i schematy wykonane w innych programach należy dostarczyć jako osobne pliki pocztą elektroniczną lub dołączyć do listu, zapisane na nośniku (płyta CD lub DVD).
- Załączając artykuł, autor deklaruje, że jego treść nie była wcześniej opublikowana w innym czasopiśmie lub Internecie (możliwe są przedruki za zgodą wydawców).
- Każdy autor przysyłający tekst jest zobowiązany do notki zawierającej podstawowe dane: tytuł naukowy, miejsce pracy, numer telefonu, adres e-mail.
- Za opublikowane materiały autorom przysługuje honorarium oraz egzemplarz autorski czasopisma.
- Redakcja zastrzega sobie prawo odmowy wydrukowania artykułu, dokonywania zmian lub skrótów w tekstach i tytułach.
- Redakcja nie zwraca nadesłanych materiałów.

Próbna matura z chemii

z Operonem i Polskim Towarzystwem Chemicznym

Robert ZAKRZEWSKI

Miesiąc przed sesją egzaminacyjną 2013 r. na Wydziale Chemii Uniwersytetu Gdańskiego, przy udziale Wydawnictwa Operon oraz Polskiego Towarzystwa Chemicznego, odbyła się próbna matura z chemii na poziomie rozszerzonym [1]. Jest to zatem egzamin prowadzony wcześniej niż jesienne próbne matury, tradycyjnie organizowane od dawna przez Wydawnictwo Operon. Oczywiście doświadczenie to jest dla uczniów bardzo cenne, ponieważ mogą oni wtedy (na długo przed maturą) sprawdzić swoje wiadomości i umiejętności, o ile proponowany im test jest zbliżony poziomem, treścią i systemem oceniania do „prawdziwej” matury.

Jednak sprawdzian mający miejsce wiosną, a więc tuż przed egzaminem maturalnym jest także nieocenionym doświadczeniem, ponieważ uczniowie mają już opanowany cały materiał, a więc wynik takiego egzaminu może być nawet bardziej wiarygodny niż wynik testu jesiennego. Ponadto uczniom pozostaje jeszcze nieco czasu na „wyszlifowanie” materiału. Dlatego należy uznać tę inicjatywę PTChem oraz wydawnictwa za bardzo cenną. Może organizatorzy podejmą wyzwanie i w przyszłym roku zorganizują takie wiosenne próbne testy maturalne także w innych ośrodkach akademickich?

Celem niniejszego opracowania jest poinformowanie Czytelników o takiej formie próbnej matury i próba oceny dotychczas proponowanych arkuszy egzaminacyjnych. Wiosenny egzamin maturalny pro-

wadzony jest według następujących zasad. Próbny arkusz maturalny zawiera trzydzieści dwa zadania. Maksymalna liczba punktów do uzyskania wynosi 60. Czas przeznaczony na napisanie takiego zestawu zadań to 150 minut.

Za każde zadanie można uzyskać od jednego do trzech punktów. W większości wypadków ocenianie jest czynnościowe, tzn. jeden punkt przyznawany jest za jedną wykonaną czynność, chociaż zdarzają się zadania, w których zdający otrzymuje jeden punkt za udzielenie kilku odpowiedzi (np. za napisanie kilku równań reakcji, wybranie kilku probówek itp.). Większość zadań ma charakter otwarty, zatem pod tym względem charakter próbnej matury jest analogiczny do zewnętrznego egzaminu.

Zadania rachunkowe w arkuszu próbnej matury nie są jednak oceniane na taką samą liczbę punktów. W trakcie majowych egzaminów maturalnych za każde zadanie rachunkowe uczeń może otrzymać maksymalnie dwa punkty. W trakcie wiosennej próbnej matury za niektóre zadania uczeń otrzymuje dwa punkty, a za inne – trzy, przy czym przyznaje się je za, np. zastosowanie poprawnej metody postępowania, wykonanie poprawnych obliczeń i podanie poprawnej odpowiedzi – liczby z odpowiednią jednostką.

Arkusz do próbnej, wiosennej matury otwierają zadania dotyczące budowy atomu i właściwości fizycznych pierwiastków. Kolejne zadania obejmują zagadnienia związane z obliczaniem stężeń roztworów oraz procesami zachodzącymi w roztworach wodnych. Zdarzają się także zadania dotyczące budowy

cząsteczki, rozdzielania mieszanin, różnych zagadnień chemii organicznej, nieorganicznej i fizycznej, w tym: elektrochemii, termochemii oraz kinetyki chemicznej. W przeciwieństwie do konstrukcji arkuszy maturalnych, zagadnienia te nie są pogrupowane w bloki tematyczne.

Polecenia zawarte w zadaniach otwartych mają zróżnicowany zakres i charakter. Uczeń musi, podobnie jak na egzaminie maturalnym, np. podać symbol pierwiastka, jonu, wzór chemiczny substancji lub nazwę grup funkcyjnych, ale może także być proszony o napisanie równań odpowiednich reakcji (w postaci cząsteczkowej, jonowej, jonowej skróconej, utleniania-redukcji), wykonanie stosownych obliczeń rachunkowych, a nawet zaprojektowanie doświadczenia oraz opisanie jego przebiegu i wynikających z tego wniosków. Tak skonstruowany arkusz próbnej matury sprawdza zatem wiele umiejętności, nie należy jednak do nich interpretacja tekstu chemicznego lub rysowanie wykresów, co podlega sprawdzeniu w każdym arkuszu maturalnym CKE.

W arkuszach CKE poszczególne zadania sprawdzają umiejętności złożone i w arkuszach próbnej matury takie problemy również występują. Na przykład uczeń ma określić odczyn roztworu substancji, zidentyfikowanej na podstawie wyników innego doświadczenia.

Po tej zwięzłej charakterystyce próbnej matury warto wskazać pewne niedociągnięcia, których uniknięcie w przyszłych egzaminach byłoby bardzo pożądane.

Od strony formalnej tekst próbnej matury jest na ogół napisany prostym, zrozumiałym językiem,

choć autorzy nie uniknęli ryzykownych skrótów myślowych, np. nazywając równaniem reakcji zapis, w którym brakuje współczynników stechiometrycznych, a nawet używając sformułowań nieprawidłowych o wręcz żargonowym charakterze, np. „napisz reakcję chemiczną” zamiast „zapisz równanie reakcji chemicznej”. Można zauważyć także brak konsekwencji w zapisie, np. stężeń molowych, które podawane są w postaciach: „roztwór o stężeniu $0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ”, „roztwór 0,1 molowy” „2 mol/dm³” lub „w roztworze 1 M”.

Ponadto treść danego zadania oraz miejsce na odpowiedź nie zawsze znajdują się na tej samej stronie, co w pewnym stopniu utrudnia pracę zarówno uczniowi, jak i osobom sprawdzającym zadania. Dla niektórych zadań przewidziano też zbyt mało miejsca na wyczerpującą odpowiedź.

W każdym zadaniu jest użyty czasownik operacyjny. W odróżnieniu od normalnych egzaminów maturalnych, polecenia napisane są wytłuszczonym drukiem, tak aby piszący nie miał wątpliwości, co jest poleceniem, a co informacją wstępną. Innym elementem, który odróżnia omawiany arkusz od arkusza prawdziwej matury jest forma zadań dotyczących projektowania doświadczeń. W trakcie ostatnich sesji egzaminacyjnych, w zadaniach CKE zawsze występuje podpunkt dotyczący stosowanych w eksperymencie odczynników i często oznacza to konieczność dokonania wyboru odczynnika z podanej listy. W arkuszu próbnej matury, w jednym zadaniu pojawiło się sformułowanie „z wykorzystaniem podstawowych odczynników”, które nie zostało sprecyzowane. Można zapytać, co dla ucznia oznacza pojęcie „podstawowe odczynniki”? Tak szeroko potraktowany problem doboru odpowiedniego odczynnika mógł być trudny zarówno dla

uczniów, jak i dla osób oceniających ich pracę.

Czasami wnioszek z opisanego w zadaniu doświadczenia, podany jako modelowa odpowiedź, nie jest zgodny z treścią zawartego w zadaniu polecenia, np. modelowa odpowiedź na polecenie: „roztwórz roztwory na podstawie przeprowadzonego eksperymentu” zawierała informacje dotyczące ich charakteru kwasowo-zasadowego, zamiast podania nazw tych substancji.

Zadania rachunkowe nie zawierają informacji, z jaką dokładnością należy podać końcowy wynik, chociaż ma to miejsce często w arkuszach maturalnych. Utrudnia to jednoznaczność ocenę wyniku zadania przez sprawdzających.

Mimo tych niedociągnięć, próbna wiosenna matura niewątpliwie jest jednym z mierników stanu przygotowań maturzystów do egzaminu dojrzałości. Z ogłoszonych rezultatów ostatniego testu [5] wynika, że do sprawdzianu przystąpiło 61 uczniów, którzy osiągnęli wyniki lepsze (średni wynik: 62,3%, mediana 63%, odchylenie standardowe 17%, maksimum 95%, a minimum to 14%) [4] niż wyniki ogólnopolskiej matury z 2012 roku (średni wynik: 41,4%, mediana 40%, odchylenie standardowe 23%, maksimum 100%, a minimum to 0%) [6].

Powyższy opis próbnej wiosennej matury warto skonfrontować z urzędowymi wymaganiami dotyczącymi przeprowadzania egzaminów maturalnych. Należy więc przypomnieć, że podstawą przeprowadzania egzaminu maturalnego są standardy wymagań, obowiązujące od roku 2003 [2], a wynikające z Podstawy Programowej. Obejmują one trzy obszary: I. Wiadomości i rozumienie, II. Korzystanie z informacji, III. Tworzenie informacji. Standardy te są wskazówką dla autorów arkuszy egzaminacyjnych. I tak w sesji egzaminacyjnej 2006 roku zadania sprawdzały wiedzę i umiejętności zgodne z tymi standardami w następujących propor-

cjach: 40% I standard, 38% II standard, 22% III standard [3]. Z kolei w roku 2012 proporcje te wynosiły, odpowiednio: 45, 35, 25 % [4] i w arkuszu próbnej matury z 2013 roku proporcje te były zbliżone.

Dla osób przygotowujących się do egzaminu maturalnego CKE przygotowała opis wymagań egzaminacyjnych, który precyzuje zakres treści oraz rodzaje informacji stosowanych lub tworzonych w obrębie danego standardu, oddzielnie dla obszaru każdego z nich. Zestaw ten jest bardzo dużą pomocą w przygotowywaniu się i powtarzaniu materiału do właściwego egzaminu, tym bardziej że na rynku wydawniczym wciąż brakuje takich materiałów. Niektóre szczegółowe propozycje są jednak dyskusyjne, np. w jednym z zadań eksperymentalnych uczeń musi rozróżnić roztwory kwasu, zasady oraz soli (mocnego kwasu i mocnej zasady). W modelu odpowiedzi zaproponowany jest użycie do tego celu błękitu bromotymolowego jako wskaźnika kwasowo-zasadowego. Moim zdaniem, wskaźnik ten nie jest popularnym odczynnikiem stosowanym w pracowni szkolnej i jestem ciekaw, ilu uczniów zaproponowało jego użycie.

Mam nadzieję, że to opracowanie przyczyni się także do takich zmian w nauczaniu chemii, które spowodują, że wyniki egzaminów będą się systematycznie polepszały w kolejnych latach, szczególnie w perspektywie wprowadzenia „nowej nowej matury” w 2015 roku.

dr hab. Robert Zakrzewski
Wydział Chemii Uniwersytetu Łódzkiego

Literatura:

- [1] http://www.operon.pl/content/download/16783/293636/version/1/file/Arkusz_mat_ZR_PTCh_i_OPERON.pdf.
- [2] <http://www.cke.edu.pl/pl/68-standardy.html>
- [3] Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Łodzi, Sprawozdanie z egzaminu maturalnego z chemii przeprowadzonego w sesji wiosennej 2006 roku; Analiza wyników, Łódź 2006.
- [4] http://www.cke.edu.pl/images/stories/0000000000000002012_matura2012/2012_Matura.pdf
- [5] www.ptch.chem.univ.gda.pl

45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna

Marek ORLIK, Aleksandra MISICKA-KĘSIK

Zadania teoretyczne

Stałe fizyczne, jednostki, wzory i równania

Stała Avogadra	$N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Uniwersalna stała gazowa	$R = 8,3145 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
Prędkość światła	$c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
Stała Plancka	$h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
Stała Faradaya	$F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Przyspieszenie grawitacyjne	$g = 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$
Ciśnienie standardowe	$p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 750 \text{ mm Hg}$
Ciśnienie atmosferyczne	$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$
Zero skali Celsjusza	$273,15 \text{ K}$

1 nanometr (nm) = 10^{-9} m

1 Da = 1 jednostka masy atomowej

1 elektronowolt (eV) = $1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 96485 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

Energia kwantu światła o długości fali λ	$E = hc / \lambda$
Energia jednego mola fotonów	$E_m = hcN_A / \lambda$
Entalpia swobodna (Energia swobodna Gibbsa)	$G = H - TS$
Zależność między stałą równowagi a standardową entalpią swobodną (entalpią swobodną Gibbsa)	$K = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right)$
Zależność między standardową entalpią swobodną (swobodną energią Gibbsa) a standardową siłą elektromotoryczną	$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$
Równanie Clapeyrona dla przejść fazowych	$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H}{T\Delta V}$
Scałkowane równanie Clausiusa-Clapeyrona dla przejść fazowych z udziałem pary	$\ln \frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

Zależność entalpii swobodnej (energii swobodnej Gibbsa) reakcji od stężenia lub ciśnienia	$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_{\text{prod}}}{a_{\text{reag}}}$ $a = c / (1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3})$ dla substancji w roztworze, $a = p / (1 \text{ bar})$ dla gazów
Objętość kuli o promieniu R	$V = \frac{4}{3}\pi R^3$
Pole powierzchni kuli o promieniu R	$S = 4\pi R^2$
Ciśnienie hydrostatyczne	$p = \rho gh$

Zadanie 1. Bomba klatratowa

Jedyna broń, która jest zdolna zabić wszystkich ludzi jednym wystrzałem.

Na dnie oceanów i mórz znajdują się ogromne rezerwy metanu w postaci połączeń klatratowych, określanych jako hydraty metanu. Rezerwy te można wydobyć i wykorzystać jako źródło energii lub surowce do syntezy organicznej. Jednak naukowców poważnie niepokoi możliwość spontanicznego rozkładu hydratów z powodu rosnącej temperatury oceanów. Uważa się, że jeśli do atmosfery uwolniona zostanie dostatecznie duża ilość metanu, oceany ogrzeją się szybciej z powodu efektu cieplarnianego, co jeszcze bardziej przyspieszy rozkład klatratów. W wyniku wybuchu powstałej mieszaniny metan-powietrze i/lub zmian w składzie atmosfery, wszystkie żywe stworzenia wyginą. Ten apokaliptyczny scenariusz określany jest jako „bomba klatratowa”.

W wyniku rozkładu 1,00 g hydratu metanu o ustalonym składzie, w temperaturze 25°C i pod ciśnieniem atmosferycznym (101,3 kPa) uwolnieniu uległo 205 cm³ metanu.

1) Wyznacz wartość n (niekoniecznie całkowitą) we wzorze hydratu metanu $\text{CH}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Rzeczywiste hydraty metanu mają skład niestechiometryczny zbliżony do $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Pod ciśnieniem atmosferycznym hydrat metanu rozkłada się w temperaturze -81°C. Jednak w warunkach wysokich ci-



nień (np. na dnie oceanu) hydrat ten pozostaje trwały w znacznie wyższych temperaturach. Rozkład hydratu metanu prowadzi do powstania gazowego metanu i stałej lub ciekłej wody (w zależności od temperatury).

2) Napisz równanie rozkładu 1 mola $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ z wytworzeniem stałej wody (lodu) $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$.

Entalpia tego procesu wynosi $17,47 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Załóż, że entalpie nie zależą od temperatury i ciśnienia i że zmiana objętości wywołana rozkładem hydratu jest równa objętości uwolnionego metanu oraz że metan zachowuje się jak gaz doskonały.

3) Pod jakim zewnętrznym ciśnieniem zachodzi rozkład hydratu metanu do metanu i lodu, w temperaturze -5°C ?

4) Jaka jest najmniejsza możliwa głębokość warstwy czystej ciekłej wody, dla której hydraty metanu mogą być trwałe? Aby odpowiedzieć na to pytanie, powinienesz (-aś) najpierw ustalić, w jakiej minimalnej temperaturze hydrat metanu może współistnieć z ciekłą wodą. Wybierz prawidłową odpowiedź:

- 272,9 K 273,15 K 273,4 K

W lipcu 2009 roku załoga zdolnego do głębokich zanurzeń pojazdu podwodnego »Mir-2« odkryła ogromne zapasy hydratu metanu na dnie jeziora Bajkał, największego słodkowodnego jeziora w Rosji i na świecie. W trakcie podnoszenia się z głębokości 1400 m próbki hydratu metanu zaczęły się rozkładać na głębokości 372 m.

5) Wyznacz temperaturę jeziora Bajkał na głębokości 372 m. Entalpia topnienia lodu wynosi $6,01 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Całkowita zawartość metanu w hydratych na całej Ziemi wynosi nie mniej niż $5 \cdot 10^{11}$ ton.

6) O ile stopni ogrzałyby się atmosfera Ziemi, gdyby taka ilość metanu uległa spalaniu w reakcji z tlenem atmosferycznym? Entalpia spalania metanu wynosi $-889 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, a całkowita pojemność cieplna atmosfery ziemskiej jest równa około $4 \cdot 10^{21} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

Zadanie 2. Przełom w badaniach fotosyntezy

– reakcja Hilla

W historii badań nad fotosyntezą miały miejsce różne przełomowe eksperymenty, które znacznie pogłębiły naszą wiedzę o tym bardzo złożonym procesie. Jedno z takich doświadczeń zostało przeprowadzone w latach 30. XX wieku przez angielskiego biochemika Roberta Hilla. Rozwiązując to zadanie, przeanalizujemy uzyskane przez niego, jak również nowsze, wyniki badań.

1) W roślinach, pod wpływem naświetlania, dwutlenek węgla ulega redukcji do węglowodanów (oznaczanych tu jako $\{\text{CH}_2\text{O}\}$) i wytwarzany jest tlen. Napisz ogólne równanie reakcji fotosyntezy przebiegającej w roślinach.

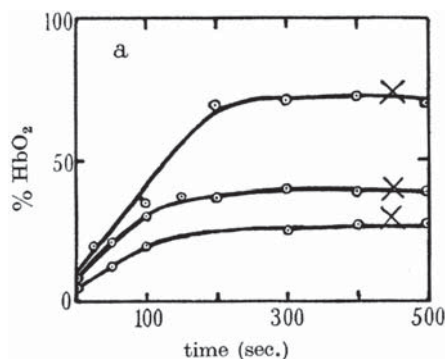
Większość procesów fotosyntezy zachodzi w chloroplastach – organellach występujących w komórkach roślinnych i zawierających chlorofil – substancję absor-

bującą światło. Hill wyizolował chloroplasty z komórki przez rozdrabnianie liści w roztworach sacharozy. Uwolnione z komórek chloroplasty nie wytwarzały tlenu pod wpływem naświetlania nawet w obecności CO_2 . Jednak po dodaniu szczawianożelazianu potasu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ (w obecności nadmiaru szczawianu potasu) do zawiesiny chloroplastów, Hill zaobserwował uwalnianie się tlenu pod wpływem naświetlania, nawet w nieobecności CO_2 .

2) Doświadczenia Hilla pozwoliły na określenie źródła tlenu w procesie fotosyntezy. Napisz wzory utleniacza i reduktora w procesie fotosyntezy przebiegającej wewnątrz komórek roślinnych i w uwolnionych z komórek chloroplastach (reakcja Hilla).

Naturalna fotosynteza:		Reakcja Hilla:	
Utleniacz	Reduktor	Utleniacz	Reduktor

Hill zmierzył ilość wydzielającego się tlenu, używając do tego celu hemoglobiny mięśniowej (oznaczonej przez Hilla jako Hb), która wiąże całą ilość molekularnego tlenu w proporcji 1:1, z wytworzeniem HbO_2 . Początkowe stężenie Hb wynosiło $0,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Na poniższym rysunku pokazane są krzywe kinetyczne, odpowiadające różnym stężeniom szczawianożelazianu (górną krzywą odpowiada stężeniu $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$).



Rys. 1. Ułamek związanej hemoglobiny HbO_2 (względem początkowej ilości Hb) w funkcji czasu. Krzyżyki oznaczają zakończenie reakcji (Rysunek z oryginalnej publikacji Hilla: R. Hill. Oxygen produced by isolated chloroplasts. – Proc. R. Soc. B, 1939, v. 127, s. 192–210)

3 a) Na podstawie rysunku w punkcie 2 oszacuj stosunek molowy Fe/O_2 po zakończeniu reakcji. Nie bierz pod uwagę żelaza pochodzącego z Hb.

b) Napisz równanie reakcji Hilla, zakładając wysoką wydajność tego procesu.

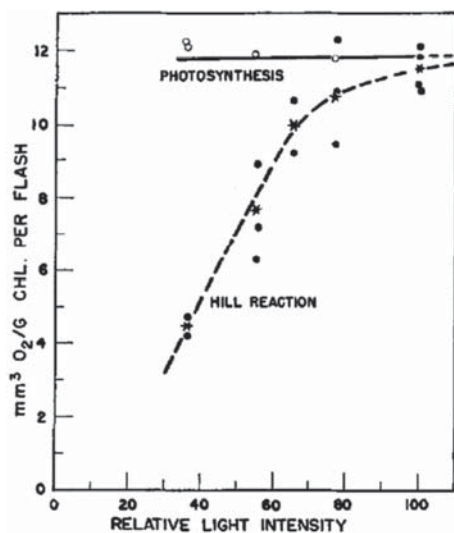
c) Na podstawie podanych w tabeli 1 wartości standardowych potencjałów elektrodowych wyznacz wartość entalpii swobodnej (energii swobodnej Gibbsa) reakcji Hilla dla $T = 298 \text{ K}$, ciśnienia tlenu 1 mm Hg, $\text{pH} = 8$ i standardowych stężeń pozostałych substancji. Czy reakcja ta przebiega samorzutnie w takich warunkach?

Tabela 1. Wartości standardowych potencjałów elektrodowych

Reakcja półkowa	E^0 [V]
$O_2 + 4H^+ + 4e \longrightarrow 2H_2O$	+1,23
$CO_2 + 4H^+ + 8e \longrightarrow \{CH_2O\} + H_2O$	-0,01
$Fe^{3+} + e \longrightarrow Fe^{2+}$	+0,77
$Fe^{3+} + 3e \longrightarrow Fe^0$	-0,04
$[Fe(C_2O_4)_3]^{3-} + e \longrightarrow [Fe(C_2O_4)_3]^{4-}$	+0,05
$[Fe(C_2O_4)_3]^{4-} + 2e \longrightarrow Fe + 3C_2O_4^{2-}$	-0,59

Obecnie termin „reakcja Hilla” oznacza fotochemiczne utlenianie wody przez dowolny utleniacz, inny niż dwutlenek węgla, w obecności uczulacza (sensybilizatora) – komórek roślinnych lub wyizolowanych chloroplastów.

W innym eksperymencie (z 1952 r.) jako utleniacz w reakcji Hilla przebiegającej w glonach *Chlorella* i inicjowanej przez błyski światła, zastosowany został benzochinon w kwaśnym środowisku. Na rysunku poniżej pokazane są wyniki doświadczeń. Wyznaczona została objętość tlenu (w mm^3 , w temperaturze $10^\circ C$ i pod ciśnieniem 740 mm Hg), w przeliczeniu na jeden gram chlorofilu i na jeden błysk światła, w funkcji intensywności światła, dla naturalnie przebiegającej fotosyntezy i dla wyizolowanych chloroplastów. Okazało się, że maksymalna wydajność powstawania tlenu jest taka sama dla naturalnej fotosyntezy i dla reakcji Hilla.



Rys. 2. z: H. Ehrmantraut, E. Rabinovitch. Kinetics of Hill reaction. – Archives of Biochemistry and Biophysics, 1952, v. 38, s. 67–84)

4a) Wyznacz rząd reakcji fotochemicznej reakcji Hilla względem intensywności światła, dla niskiej i wysokiej intensywności. W każdym przypadku wybierz jedną z trzech wartości:

Rząd reakcji:

Niska intensywność
0 1 2

Wysoka intensywność
0 1 2

b) Ile cząsteczek chlorofilu bierze udział w tworzeniu jednej cząsteczki tlenu w warunkach granicznego nasycenia przebiegu reakcji Hilla? (Masa cząsteczkowa chlorofilu wynosi ok. 900 Da).

Kwantowe zapotrzebowanie dla reakcji redoks przebiegającej z udziałem światła definiowane jest jako średnia liczba fotonów światła (niekoniecznie całkowita) potrzebna do przeniesienia jednego elektronu z reduktora do utleniacza. Wyizolowane chloroplasty naświetlano przez 2 godziny światłem monochromatycznym (długość fali 672 nm), przy czym pobierana energia wynosiła $0,503 \text{ mJ}\cdot\text{s}^{-1}$, a całkowita objętość wytworzonego tlenu wynosiła $47,6 \text{ mm}^3$ (w tych samych warunkach, jak w pytaniu 4).

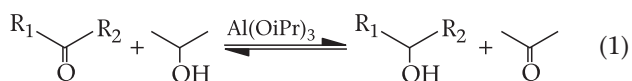
5) Oblicz wartość kwantowego zapotrzebowania dla reakcji Hilla.

6) Spróbuj wyciągnąć wnioski z powyższych doświadczeń (pytania 2–5). Dla każdego z poniższych zdań wybierz Tak lub Nie.

	Tak	Nie
W naturalnej fotosyntezie procesy utleniania wody i redukcji CO_2 są przestrzennie rozdzielone.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
W chloroplastach O_2 jest wytwarzany z CO_2 .	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Utlenianie wody w chloroplastach wymaga naświetlania.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Większość chlorofilu w chloroplastach bierze bezpośredni udział w fotochemicznym wytwarzaniu O_2 .	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
W wyizolowanych chloroplastach każdy zaabsorbowany foton powoduje przeniesienie jednego elektronu.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

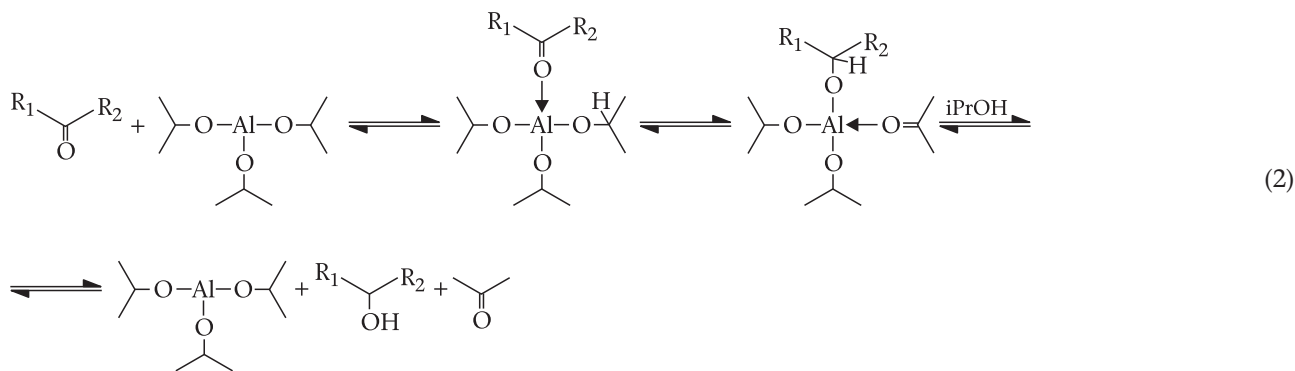
Zadanie 3. Reakcja Meerweina-Schmidta-Ponndorfa-Verleya

Reakcja Meerweina-Schmidta-Ponndorfa-Verleya (MSPV) znajduje zastosowanie jako metoda redukcji związków karbonylowych do alkoholi. Reakcja ta polega na redukcji związków karbonylowych przez niskocząsteczkowe alkohole w obecności alkoholatów glinu lub innych metali:



Na mechanizm tej reakcji składają się: koordynowanie związku karbonylowego przez alkoholat glinu, przeniesienie jonu wodorkowego w wewnętrznej sferze kompleksu i następująca po nim transalkoksylicacja. Można to zilustrować schematem (2) (w którym, dla uproszczenia, transalkoksylicacja została przedstawiona jako proces jednoetapowy).

Reakcja ta jest odwracalna i przesunięcie stanu równowagi w kierunku pożądanego produktu wymaga pewnego nadmiaru reduktora. W pewnych przypadkach (np. dla redukcji aromatycznych aldehydów i ke-



tonów), stała równowagi ma tak wysoką wartość, że odwrotną reakcję można zaniedbać.

W tabeli 2 zestawione są standardowe entropie i standardowe entalpie tworzenia ciekłych substancji w temperaturze 298 K. Podane są także temperatury wrzenia substancji pod ciśnieniem 1 bara.

Tabela 2. Standardowe entropie i standardowe entalpie tworzenia ciekłych substancji w temperaturze 298 K

Substancja	$\Delta_f H_{298}^0$, kJ·mol ⁻¹	S_{298}^0 , J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹	t_{wrz} , °C
Aceton	-248,4	200,4	56
Izopropanol	-318,1	180,6	82
Cycloheksanon	-271,2	229,0	156
Cycloheksanol	-348,2	203,4	161

- 1 a) Oblicz minimalny stosunek masowy izopropanol/cykloheksanon, który jest konieczny do uzyskania 99% wydajności reakcji w 298 K. Załóż, że:
- I. mieszanina reakcyjna osiąga stan równowagi oraz,
 - II. w stanie początkowym nie były obecne produkty.
- 1b) Wybierz odpowiedni sposób(-oby) zwiększenia wydajności powstawania cykloheksanolu.

Ostrzeżenie: za błędnie zaznaczone odpowiedzi będą przyznawane punkty karne.

Podwyższenie temperatury do 50°C i ogrzewanie pod chłodnicą zwrotną.	
Podwyższenie temperatury do 60°C, odparowanie (oddestylowywanie) acetonu.	
Dodanie pewnej ilości etanolu do mieszaniny reakcyjnej.	
Dodanie pewnej ilości etanolu do mieszaniny reakcyjnej.	

- 2) Często etapem limitującym szybkość w reakcji MSPV jest przeniesienie jonu wodorkowego lub alkoholiza alkoholu po przeniesieniu jonu wodorkowego. Dla tych dwóch przypadków, w odniesieniu do powyższego mechanizmu (2), wyprowadź wyrażenie na szybkość reakcji w funkcji aktualnych stężeń związku karbonylowego, izopropanolu i katalizatora. W obu przypadkach wyznacz rzędy reakcji względem substratów i katalizatora. Załóż, że wszystkie etapy reakcji przed etapem limitującym szybkość są szybkie i odwracalne. Jeśli to potrzebne, zastosuj przybliżenie stanu równowagowego. Dla skrócenia zapisu użyj następującej notacji: **A** – związek karbonylowy, **B** – izopropanol, **C** – katalizator. Produkty przejściowe oznacz według swojego uznania.

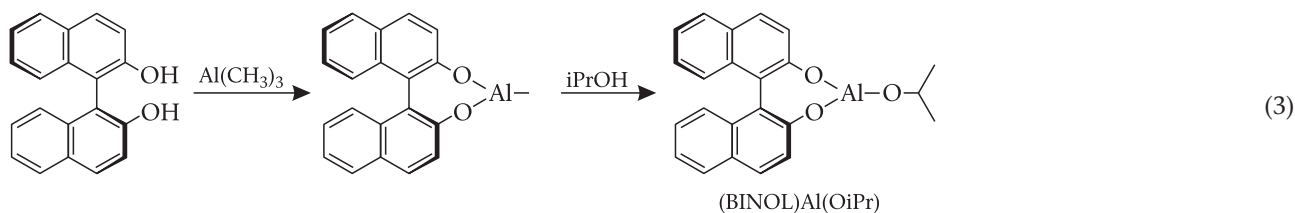
Etapem limitującym szybkość jest przeniesienie jonu wodorkowego: _____

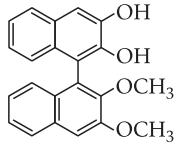
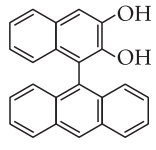
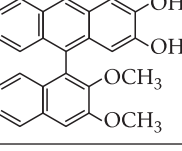
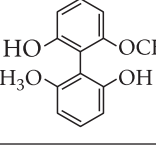
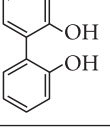
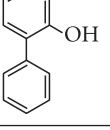
Etapem limitującym szybkość jest transalkoksylicacja alkoholu przez izopropanol: _____

Reakcję MSPV można zastosować do otrzymywania chiralnych alkoholi, jeśli zastosuje się chiralny katalizator. Na przykład, Campbell i in. użyli katalizatora opartego na chiralnym 2,2'-dihydroksy-1,1'-binaftylu (BINOL), który jest syntezowany *in situ* z binaftolu i trimetyloglinu (3).

Chiralność BINOLu wynika ze sterycznie zahamowanej rotacji wokół wiązania C–C. BINOL jest bardzo trwały w temperaturze pokojowej, ale pod wpływem ogrzewania może ulec racemizacji.

- 3) Które z poniższych fenoli mogą tworzyć trwałe enancjomery (w temperaturze pokojowej), dzięki czemu mogą być użyte w ten sam sposób do wytworzenia chiralnego katalizatora? *Ostrzeżenie: za błędnie zaznaczone odpowiedzi będą przyznawane punkty karne.*



Substancja	Może być użyta	Substancja	Może być użyta
			
			
			

4) Nadmiar enancjomeryczny, ee , to wielkość, której używa się do opisu enancjomerycznej czystości substancji. Definiuje się ją jako iloraz różnicy stężeń enancjomerów R i S i ich sumy:

$$ee = \frac{[R] - [S]}{[R] + [S]}$$

Nadmiar enancjomeryczny czystego izomeru R jest równy jedności, ee mieszaniny racemicznej wynosi zero.

Używając enancjomerycznie czystego (BINOL) $Al(OiPr)$ jako katalizatora redukcji α -bromoacetofenu, otrzymuje się ee produktu równy 81%. Jaki będzie ee produktu, jeśli ee katalizatora wynosi 50%? Pokaż sposób wykonywania obliczeń z odpowiednimi ilustracjami lub wyprowadzeniami końcowego wzoru.

Zadanie 4. Prosty eksperyment z chemii nieorganicznej

Związek **A**, który zawiera metal **X** jest bezbarwnym, krystalicznym ciałem stałym, bardzo dobrze rozpuszczalnym w wodzie. Używa się go jako odczynnika w chemii analitycznej. W środowisku alkalicznym tworzy dwuskładnikowy związek **B**, zawierający 6,9% (masowych) tlenu. Pod wpływem ogrzewania **A** rozkłada się, tracąc 36,5% masy.

1) Określ metal **X** oraz związku **A**, **B**.

2) Pod wpływem dodatku pewnej ilości tiosiarczanu sodu do roztworu **A** jego barwa natychmiast staje się czerwona, następnie zmienia się na czerwono-brązową, a po kilku minutach wytrąca się ciemnobrązowy osad **C** (reakcja 1). Roztwór nad osadem jest bezbarwny. Pod wpływem ogrzewania na powietrzu, w temp. $600^{\circ}C$, **C** przechodzi w szary proszek **X** (reakcja 2), tak że z 1,10 g **C** otrzymuje się 0,90 g pozostałości. Gaz uwalniany się w trakcie ogrzewania **C** w próżni (reakcja 3) ulega absorpcji w zawieszynie wodorotlenku wapnia (reakcja 4). W trakcie długotrwałego przechowywania pod na-

syconym roztworem nadchloranu baru w 0,1-molowym roztworze $HClO_4$, barwa osadu staje się jaśniejsza; zastosowanie nadchloranu magnezu nie wywołuje takiego efektu. Jaka substancja oznaczana jest symbolem **C**? Napisz równania reakcji (1–4).

3) Związek **C** przechowywany pod macierzystym roztworem znad osadu (zawierającym nadmiar **A**) zmienia swoją barwę na żółtą z powodu przemiany w **D**. Jeśli do zawiesiny **C** w macierzystej cieczy doda się jonów baru, powstaje mieszanina **D** i białego osadu. Zaproponuj wzór substancji **D**, wiedząc, że zawiera ona 77,5% (masowego) **X**. Napisz równanie reakcji tworzenia **D**.

Zadanie 5. Proste oszacowania właściwości grafenu

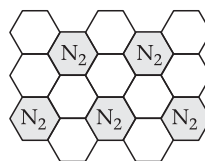
Grafen jest dwuwymiarowym materiałem węglowym o grubości jednego atomu (rys. 3a). Wiele warstw grafenu ustawionych w stos tworzy grafit (rys. 3b).

Przez długi czas uważano, że taka struktura atomowa jest nietrwała. Dopiero w 2004 r. Andrey Geim i Konstantin Novoselov opisali wytworzenie pierwszych próbek tego niezwykłego materiału. To przełomowe odkrycie zostało wyróżnione Nagrodą Nobla w 2010 r.

Eksperymentalne badania grafenu są wciąż bardzo ograniczone. Wytwarzanie tej nowej substancji na skalę masową pozostaje wciąż poważnym wyzwaniem dla syntetyków. Wiele właściwości grafenu zostało zatem oszacowanych. Zwykle nie dysponujemy wystarczającą ilością informacji dla dokonania ścisłych obliczeń, musimy zatem dokonywać założeń i pomijać czynniki nieistotne. Rozwiązując to zadanie, oszacujesz adsorpcyjne właściwości grafenu.

1a) Oszacuj powierzchnię właściwą grafenu, dostępną dla adsorpcji, w jednostkach m^2g^{-1} . Przyjmij, że płaszczyzna grafenowa jest oddzielona od jakiegokolwiek innej stałej lub ciekłej substancji.

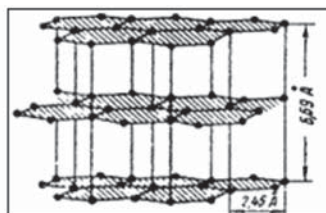
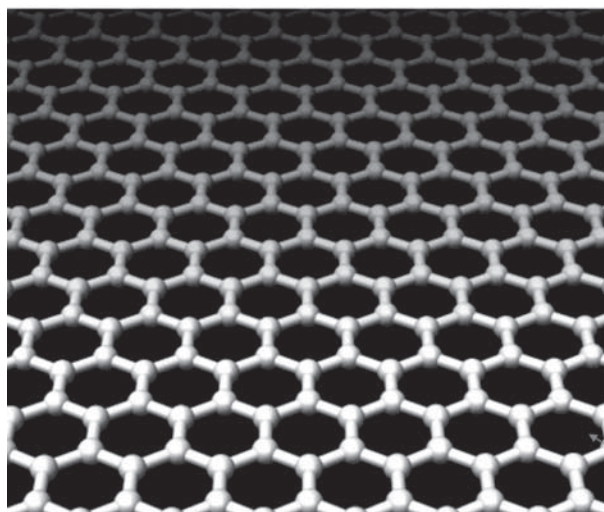
Na rysunku 4 pokazana jest pojedyncza warstwa cząsteczek azotu zaadsorbowanych na zewnętrznej powierzchni grafitu. Załóż takie samo uporządkowanie cząsteczek azotu na powierzchni grafenu.



Rys. 4. Cząsteczki azotu N_2 (szare kółka) na zewnętrznej powierzchni grafitu

1b) Ile gramów azotu może się zaadsorbować na 1 gramie grafenu, przyjmując, że warstwa grafenu jest umieszczona na powierzchni stałego podłoża? Oszacuj objętość zajęta przez te cząsteczki azotu po ich całkowitej desorpcji z 1 g grafenu (ciśnienie 1 bar, temp. 298 K).

Rozważmy proces adsorpcji jako zwykłą równowagę chemiczną:



(b)

$$S = 5,16 \cdot 10^{-20} \text{ m}^2$$

(a)

Rys. 3. (a) Struktura grafenu. Kuleczki oznaczają atomy węgla. Są one ustawione w sześciokąty. Pole powierzchni jednego węglowego sześciokąta wynosi $5,16 \cdot 10^{-20} \text{ m}^2$, (b) Sieć krystaliczna grafitu. Pokazane są trzy warstwy grafenowe.

$$A_{\text{gas}} \rightleftharpoons A_{\text{ads}} \quad (1)$$
 (A_{gas} oznaczają cząsteczki A w stanie gazowym, A_{ads} oznaczają te same cząsteczki na powierzchni) o stałej równowagi K zdefiniowanej następująco:

$$K = \frac{n_{\text{Aads}} (\text{mol/m}^2)}{p_{\text{Agas}} (\text{bar})}$$

(założenie takie jest uzasadnione dla niewielkiej liczby cząsteczek zaadsorbowanych na powierzchni).

Adsorpcyjne właściwości grafenu można oszacować na podstawie danych dla adsorpcji na regularnym, trójwymiarowym graficie. Entalpia adsorpcji [ΔH^0 reakcji (1)] dowolnej cząsteczki A na grafenie jest średnio o 10% mniej ujemna niż na graficie. Na graficie zaadsorbowana cząsteczka jest silniej związana z powierzchnią z powodu oddziaływania z niższymi warstwami grafenowymi w sieci krystalicznej (rys. 3b) i dlatego entalpia adsorpcji jest bardziej ujemna. Zakłada się, że standardowe entropie adsorpcji na grafenie i graficie są takie same.

2) Ile moli, n , CCl_4 ulega adsorpcji na 1 g grafenu dla ciśnienia $p(\text{CCl}_4) = 10^{-4}$ bar, jeśli $2,0 \cdot 10^{-7}$ mol CCl_4 adsorbuje się na 1 m^2 grafitu dla $p(\text{CCl}_4) = 6,6 \cdot 10^{-5}$ bar? Przyjmij, że grafen jest umieszczony na powierzchni stałego podłoża i że oddziaływanie CCl_4 z podłożem nie zmienia entalpii adsorpcji CCl_4 na grafenie. W obu przypadkach temperatura wynosi 293 K. ΔH^0 adsorpcji CCl_4 na graficie wynosi $-35,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

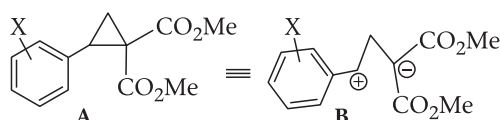
Oczekuje się, że cienkie warstwy grafenowe będą czułymi detektorami gazów. Jeśli na 1 cm^2 powierzchni grafenu zaadsorbuje się 10^9 cząstek gazu, wystarcza to do zmierzenia zmiany elektrycznego oporu właściwego warstwy grafenowej i zatem do wykrycia obecności gazu w otoczeniu.

3) Wyznacz minimalną zawartość etanu, C_2H_6 , w powietrzu (w % molowych), dla ciśnienia atmosferycznego i $T = 293 \text{ K}$, dla której sensor grafenowy

wykręży ten gaz. Na rys. 5 pokazane są wyznaczone dane adsorpcji alkanów na graficie. Przyjmij, że składniki powietrza nie wpływają na właściwości adsorpcyjne etanu.

Zadanie 6. Cyklopropany. Związki proste i atrakcyjne

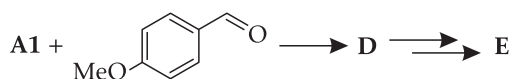
Cyklopropany posiadające na sąsiednich atomach węgla podstawniki donorowe i akceptorowe, jak na przykład związek A, wykazują wysoką reaktywność, zachowując się podobnie jak jon obojnaczy-1,3 (ang. 1,3-zwitterion) B.



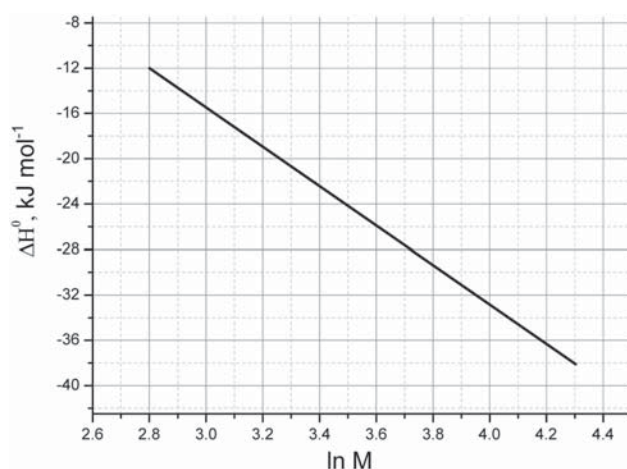
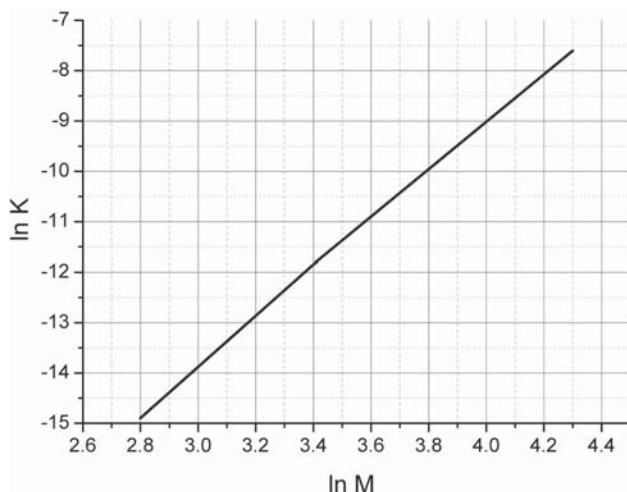
Tak więc, A1 ($X = 4\text{-OMe}$) ulega otwarciu 3-członowego pierścienia w reakcji z 1,3-dimetoksybenzenem jako nukleofilem, katalizowanej przez kwasy Lewisa, z wytworzeniem produktu C.

1) Narysuj wzór strukturalny związku C.

A1 bierze udział w reakcjach cykloaddycji, annulacji, oligomeryzacji, jak również w innych procesach. Tak więc, formalna [3+2]-cykloaddycja pomiędzy A1 i 4-metoksybenzaldehydem prowadzi do otrzymania związku D zawierającego pierścień 5-członowy. Dekarboksylacja wszystkich grup karboksylowych w związku D prowadzi do otrzymania związku E ($\text{C}_{18}\text{H}_{20}\text{O}_3$), którego cząsteczka ma płaszczyznę symetrii.

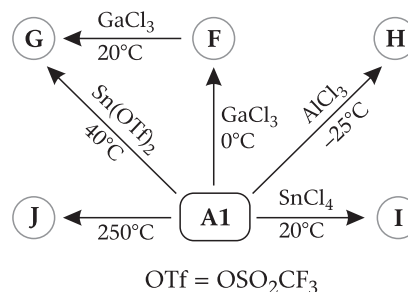


2) Narysuj wzory strukturalne związków D i E, z zaznaczeniem ich stereochemii.



Rys. 5. Termodynamiczne charakterystyki adsorpcji alkanów na powierzchni grafitu. (a) $\ln K$ ($\text{mol}^{-1} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{bar}^{-1}$) w funkcji $\ln M$ (M – masa cząsteczkowa alkanu w $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$); (b) ΔH^0 adsorpcji w funkcji $\ln M$. W obu przypadkach przyjmuje się liniowe zależności

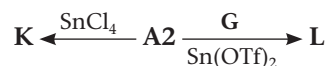
Związek **A** może również ulegać różnym przemianom bez udziału żadnych innych reagentów, z wyjątkiem katalizatorów. Na poniższym schemacie są pokazane niektóre przemiany typowe dla związku **A1**.



Aby określić struktury związków **F–J**, otrzymano zestaw danych fizykochemicznych (niektóre wyniki są zamieszczone w tabeli 3). Stwierdzono, że:

- F** i **G** mają ten sam wzór cząsteczkowy co **A1**,
- G** powstaje jako najbardziej stabilny stereoizomer,
- H** i **I** są izomerami strukturalnymi,
- H** powstaje jako pojedynczy diastereoizomer posiadający oś symetrii C_2 (cząsteczka wygląda tak samo po obrocie o kąt 180°),
- I** powstaje jako mieszanina dwóch diastereoizomerów,
- J** jest pochodną naftalenu.

W procesie prowadzącym do związku **I**, jedna cząsteczka **A1** wykazuje opisany powyżej typowy schemat reaktywności (analogiczny do reaktywności związku **B**). Druga cząsteczka **A1** zachowuje się inaczej. Zachowanie tej ostatniej cząsteczki jest pokazane poprzez reakcję cyklopropanu **A2** (dimetylo-2-(3,4,5-trimetoksyfenylo)cyklopropano-1,1-dikarboksylan, gdzie X w związku **A** = 3,4,5-(MeO)₃), poddanego działaniu SnCl_4 w CH_3NO_2 . Reakcja ta prowadzi do produktu **K**, będącego mieszaniną dwóch diastereoizomerów. Główny izomer posiada w cząsteczce środek symetrii. Podobną reaktywność wykazuje związek **A2** w reakcji ze związkiem **G** katalizowanej przez $\text{Sn}(\text{OTf})_2$ i prowadzącej do związku **L**.



- Narysuj wzory strukturalne związków **F–J**, **L** oraz główny izomer związku **K**.

Tabela 3. Informacje dotyczące badanych związków

	Stosunek ilości grup zawierających atom wodoru					Wzór empiryczny
	Niearomatyczne				Aromatyczne CH	
	CH	CH ₂	CH ₃	OH		
A1	1	1	1+1+1	0	2+2	(C ₁₄ H ₁₆ O ₅) _n
F	1	1	1+1+1	0	2+2	(C ₁₄ H ₁₆ O ₅) _n
G	1+1+1	0	2+1	0	2+2	(C ₁₄ H ₁₆ O ₅) _n
H	1	1	1+1+1	0	2+2	(C ₁₄ H ₁₆ O ₅) _n
I	1+1+1	1+1	2+1+1+1+1	0	2+2+1+1+1	(C ₁₄ H ₁₆ O ₅) _n
J	0	0	1+1	1	1+1+1+1+1	(C ₁₃ H ₁₂ O ₄) _n
K	1+1	1	2+1+1+1	0	1	(C ₁₆ H ₂₀ O ₇) _n
L	1+1+1+1+1	1	2+2+1+1+1+1	0	2+2+1	(C ₅ H ₆ O ₂) _n

Zadanie 7. Różne zastosowania manganometrii

Ilość wielu substancji redukujących może być wyznaczona przez miareczkowanie nadmanganianem w środowisku zasadowym, w którym jony nadmanganianowe ulegają redukcji do manganianowych.

1) Napisz, w postaci jonowej, równanie reakcji miareczkowania mrówczanów za pomocą nadmanganianu, w roztworze wodnym zawierającym ~0,5-molowy roztwór NaOH.

Miareczkowanie nadmanganianem w środowisku zasadowym jest często przeprowadzane w obecności dodanej soli baru, która powoduje wytrącanie manganianów w postaci BaMnO_4 .

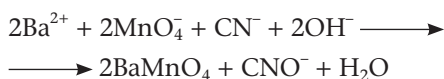
2) Jakiego ubocznego procesu redoks z udziałem manganianów unika się dzięki dodaniu soli baru? Napisz przykładowe równanie odpowiedniej reakcji.

W każdej z trzech kolb: **A**, **B**, **C** umieszczono po $10,00 \text{ cm}^3$ (V_{Mn}) 0,0400-molowego (c_{Mn}) roztworu KMnO_4 i w każdej z tych kolb przeprowadzono następnie różne reakcje.

3) Do kolby **A** dodano próbkę roztworu zawierającego nieznaną ilość kwasu krotonowego (CA) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-COOH}$ (m_{CA}), zasadę i azotan baru (oba te reagenty w nadmiarze) i tak powstała mieszaninę reakcyjną pozostawiono na 45 minut. Wiadomo, że w warunkach tego doświadczenia każda cząsteczka kwasu krotonowego traci 10 elektronów. Masa molowa CA wynosi $86,09 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Napisz (w postaci jonowej) całkowite równanie reakcji.

Następnie do przechowywanej mieszaniny dodano $8,00 \text{ cm}^3$ (V_{CN}) 0,0100-molowego (c_{CN}) roztworu cyjanku potasu. Spowodowało to przebieg następującej reakcji:



Osad BaMnO_4 odsączono, a nadmiar cyjanków w przesączu zmiareczkowano za pomocą 0,0050-molowego (c_{Ag}) roztworu AgNO_3 do zaobserwowania wykrywalnego tworzenia osadu. Zwróć uwagę, że zarówno CN^- , jak i CNO^- są analogami jonów halogenkowych, ale CNO^- tworzy rozpuszczalną sól ze srebrem.

b) Podaj wzór związku kompleksowego, który tworzy się, gdy jony Ag^+ są na początku dodawane do roztworu cyjanku (zanim utworzy się osad).

c) Podaj wzór tworzącego się osadu.

d) Oblicz masę kwasu krotonowego (w mg), jeżeli na miareczkowanie, do osiągnięcia punktu końcowego, zużyto $5,40 \text{ cm}^3$ (V_{Ag}) roztworu soli srebra.

4) Do kolby **B** dodano inną próbkę, o innym stężeniu kwasu krotonowego i zasady (w nadmiarze), która nie zawierała soli baru. Zamiast cyjanków dodano nadmiar KI jako reduktora. Następnie powstałą mieszaninę zakwaszono i wydzielony jod zmiareczkowano za pomocą 0,1000-molowego (c_{S}) roztworu

tiosiarczanu. Do osiągnięcia punktu końcowego zużyto $4,90 \text{ cm}^3$ (V_{S1}) titranta. Oblicz masę kwasu krotonowego (w mg).

5) Do kolby **C** dodano próbkę zawierającą cynę(II) i odczyn środowiska doprowadzono do słabo alkalicznego. Cyna(II) uległa ilościowemu utlenieniu do Sn(OH)_6^{2-} , podczas gdy osad wytworzył się w wyniku redukcji nadmanganianu. Osad ten wyizolowano, przemyto, wysuszono w 250°C , zważono (masa wysuszonego osadu (m_{prec}), będącego dwuskładnikowym związkiem Mn_xO_y , wynosiła $28,6 \text{ mg}$), i rozpuszczono w H_2SO_4 , w obecności nadmiaru jodku potasu. Wydzielony jod zmiareczkowano za pomocą 0,1000-molowego roztworu tiosiarczanu, zużywając $2,50 \text{ cm}^3$ (V_{S2}) tego titranta do osiągnięcia punktu końcowego.

a) Wyznacz wartości x i y . Napisz równanie reakcji strącania.

b) Oblicz masę cyny w próbce (w mg).

Zadanie 8. Wyjątkowe procesy życiowe Archaea

Archaea (lub archebakterie) są jednokomórkowymi mikroorganizmami różniącymi się znacznie od bakterii i eukariotów na poziomie molekularnym.

Dla niektórych archebakterii głównym źródłem energii jest enzymatyczna reakcja metyloaminy z wodą. Przeprowadzono eksperyment, w którym komórki szczepu *Archaea* były hodowane w środowisku o pH 7 w warunkach beztlenowych (anaerobowych) na pożywce zawierającej, jako jedyne źródło energii, $^{13}\text{CH}_3\text{NH}_2$. Po pewnym okresie inkubacji pobrano próbkę gazu z nad hodowli *Archaea* i gaz ten poddano analizie. Okazało się, że gaz zawiera dwie substancje **A** i **B** w stosunku molowym 1,00:3,00 (**A**:**B**). Gęstość próbki względem H_2 wynosiła 12,0.

1) Oblicz ułamek objętościowy (w %) związków **A** i **B** w tej mieszaninie.

2) Określ **A** i **B**, wiedząc, że w pobranej próbce mieszaniny gazu nie było obecnych atomów azotu.

3) Napisz równanie reakcji enzymatycznej metyloaminy z wodą opisaną w powyższym eksperymencie posługując się dominującą formą każdej substancji.

W wielu typach *Archaea* znaleziono enzymy zawierające α -aminokwas **X**. Wiadomo, że **X**:

- składa się z atomów 4 pierwiastków;
- zawiera wagowo 18,8 % tlenu;
- posiada pojedynczy indywidualny tRNA i jest włączany do białek podczas translacji.

Wykryto, że prekursorem aminokwasu **X** w *Archaea* jest aminokwas *L*-lizyna (zobacz wzór strukturalny na schemacie poniżej). Wszystkie atomy węgla i azotu znajdujące się w **X** pochodzą z dwóch początkowych cząsteczek lizyny. Aby ustalić drogi biosyntezy **X**, wprowadzono do modelowego układu *L*-lizynę znakowaną różnymi izotopami. Otrzymane wyniki podsumowano w tabeli 4.

Tabela 4.

Skład izotopowy L-lizyny	Masa molowa (w zaokrągleniu do liczb całkowitych) reszty aminokwasowej X [RCH(NH ₂)CO], przyłączonej do tRNA, w g·mol ⁻¹
Normalny	238
Wszystkie atomy węgla – ¹³ C, wszystkie atomy azotu – ¹⁵ N	253
Atomy azotu w grupie ε-aminowej (w łańcuchu bocznym) – ¹⁵ N	239

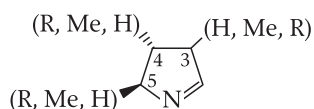
4) Podaj wzór cząsteczkowy X.

Biosynteza X w *Archaea* przebiega według schematu 1 (E₁–E₃: enzymy).

W pierwszym etapie lizyna jest przekształcana w jej strukturalny izomer (α-aminokwas, C), natomiast D zawiera wiązanie peptydowe, a E zawiera grupę formylową [–C(=O)H]. Wszystkie współczynniki stechiometryczne reakcji w powyższym schemacie są równe 1.

5) Podaj wzory cząsteczkowe związków C, D i E. Z podanych poniżej typów reakcji wybierz (zaznaczając odpowiedni kwadrat) **jeden**, odpowiadający reakcji katalizowanej enzymem E₃.

X zawiera następujący fragment:

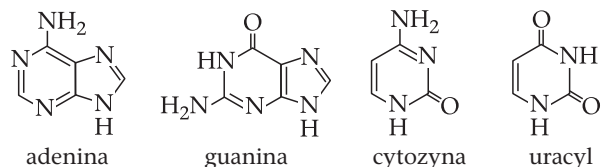


R jest podstawnikiem o dużej masie molowej ($M > 100 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Atom węgla C-3 nie jest atomem asymetrycznym, atomy węgla C-4 i C-5 są centrami stereogenicznymi. Wszystkie atomy węgla w pierścieniu są połączone z przynajmniej z jednym atomem wodoru. Każdy z podstawników (H, Me i R) występuje tylko raz.

6) Określ pozycje podstawników H, Me i R.

7) Narysuj wzory strukturalne C i X z zaznaczeniem stereochemii. W przekształceniach od C do X żaden z centrów asymetrii nie ulega zmianie. Określ wszystkie centra stereogeniczne występujące w X, stosując oznaczenia R lub S.

Za włączanie reszty aminokwasowej X w białka *Archaea* odpowiedzialny jest tylko jeden kodon. Zasady azotowe tworzące ten kodon zawierają łącznie dwie egzocykliczne grupy aminowe i trzy egzocykliczne atomy tlenu.



7) Wypełnij tabelę 5 w celu określenia składu nukleotydowego kodonu kodującego X. Zaznacz w każdej linii tylko jedno okienko.

Tabela 5.

Zasada azotowa	Liczba zasad w kodonie				
	1	2	3	0 lub 1	1 lub 2
A					
C					
G					
U					

Fragment mRNA kodujący sekwencję, podany poniżej, zawiera kodony kodujące włączanie reszty X do enzymu *Archaea*:



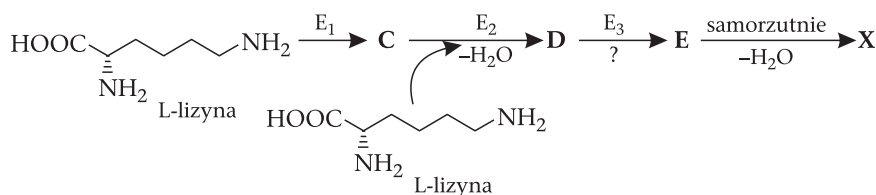
9a) Wykorzystując tabelę kodu genetycznego określ, ile reszt aminokwasowych jest włączanych do łańcucha enzymu z powodu translacji tego fragmentu.

9b) Napisz sekwencję aminokwasów otrzymaną w wyniku translacji tego fragmentu. Weź pod uwagę, że w tym fragmencie występuje więcej niż jedna reszta X.

W okienkach wpisz skróty aminokwasowe (od N-do C-końca).

Zwróć uwagę, że liczba okienek jest nadmiarowa. Jeśli jest więcej niż jedna możliwość w poszczególnej pozycji, wpisz je wszystkie, oddzielając je ukośnikiem „/”. Jeśli translacja ulega zatrzymaniu, napisz STOP i okienka na prawo od tego miejsca pozostaw puste.

Zadania laboratoryjne i odpowiedzi do zadań w numerze 6/2013.



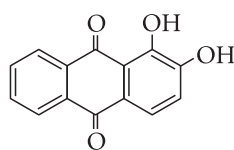
Schemat 1.

Znane i nieznane oblicze barwników roślinnych

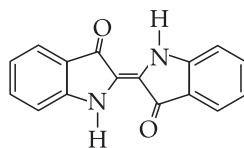
– antocyjany i flawonoidy

Joanna KUREK

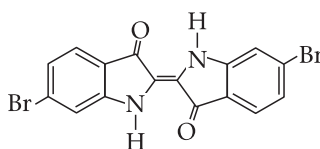
Spośród surowców pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego związki barwne są znane i pozyskiwane już od starożytności. Substancje barwne są stosowane przede wszystkim w przemyśle tekstylnym i spożywczym. W przemyśle tekstylnym do połowy XIX wieku stosowano wyłącznie barwniki pochodzenia naturalnego (alizarynę, indygo, purpurę tyryjską), które były wyodrębniane z roślin lub niższych gatunków zwierząt (skorupiaków) metodą ekstrakcji. Jednym z najstarszych znanych barwników jest czerwień turecka wydzielana z korzenia mazarzany barwierskiej (*Rubia tinctorum*). Głównym składnikiem tego barwnika jest alizaryna (1,2-dihydroksyantrachinon) – związek o czerwonej barwie. Natomiast indygo (otrzymywane z rośliny *Indigofera tinctoria* L. – indygowca barwierskiego oraz rdestu ptasiego – *Polygonum aviculare* i urzetu barwierskiego – *Isatis tinctoria*) jest barwnikiem niebieskim należącym do grupy barwników indygoidowych. Rzadkim przykładem fluorowcopochodnej pochodzenia naturalnego jest purpura tyryjska



alizaryna



indygo



purpura tyryjska

Rys. 1. Barwniki naturalne dawniej stosowane

otrzymywana z odmiany ślimaków *Murex brandaris*. Wzory poszczególnych barwników zestawiono na rysunku 1. Obecnie barwniki te zostały już prawie całkowicie zastąpione przez związki syntetyczne.

Barwniki naturalne stosowane w przemyśle spożywczym są otrzymywane także w procesie ekstrakcji z materiału roślinnego lub zwierzęcego. Należą do nich: kurkuma (żółty barwnik pozyskiwany z kłączy rośliny *Curcuma longa* L.), ryboflawina (pomarańczowa wita-

mina B₂), szikonina (inaczej alkani-
na, o barwie czerwonej), koszelina
(kwas karminowy, barwa czerwona,
dodatek do żywności o symbolu
E-120, pozyskiwana z mszyc *Coccus
Cacti*), karotenoidy (w zależności
od budowy cząsteczki: o barwie
żółtej, pomarańczowej lub czerwonej;
dotąd zidentyfikowano ok. 800
różnych karotenoidów stanowiących
naturalne przeciwutleniacze
i prekursorzy witaminy A), chlorofile
(o różnych odcieniach barwy zielonej),
antocyjany (o barwie od różowej
do fioletowej) oraz flawonoidy
(bezbardwe, żółte, brązowe).

Zastosowania analityczne naturalnych barwników

Światło widzialne jest promieniowaniem elektromagnetycznym o zakresie długości fali 400–800 nm, a zatem obserwowana barwa związku jest wynikiem selektywnej absorpcji promieniowania z tego zakresu. Pochłonięcie z widma światła białego fragmentu promieniowania o określonej długości fali powoduje, że docierająca do naszego oka pozostała część promieniowania wywołuje wrażenie barwy dopełniającej. Tabela 1 przedstawia zależność barwy od częstości pochłanianego promieniowania.

Obecność pewnych układów wiązań i pewnych podstawników w cząsteczkach związków organicznych szczególnie sprzyja wystąpieniu barwy. Są to tak zwane grupy chromoforowe zawierające sprzężony układ wiązań wielokrotnych.

Bardzo użytecznymi z punktu widzenia metod analitycznych są barwniki, takie jak: oranż metylowy, czerwień Kongo, fenoloftaleina, stosowane między innymi w alkacymetrii jako wskaźniki, ponieważ ich barwa zależy od pH środowiska (rys. 2).

W przypadku oranżu metylowego zakres zmiany barwy to 3,1–4,4, przy czym w roztworze zasadowym (barwa słomkowożółta) występuje on w postaci soli sodowej (postać azowa), a w kwaśnym (barwa pomarańczowa) jest kationem, zawierającym w cząsteczce chromofor chinoidowy.

Fenoloftaleina w roztworze obojętnym i kwaśnym jest bezbarwna, a w roztworze zasadowym – malinowa (zakres zmiany barwy 8,3–10,0), co następuje przez otwarcie pierścienia laktonowego z jednoczesnym wytworzeniem chromoforu chinoidowego (rys. 3).

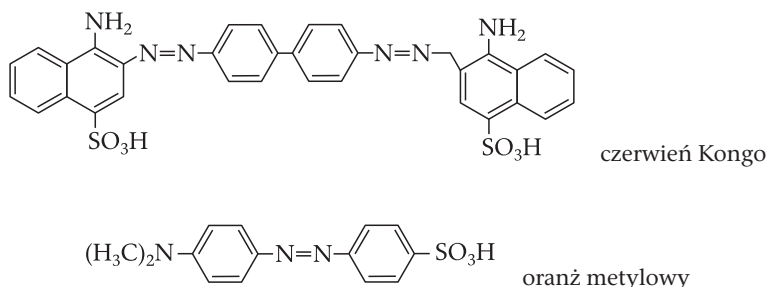
Naturalne barwniki roślinne, ze względu na obecność w ich cząsteczkach sprzężonego układu wiązań podwójnych i grup chromoforowych, także mogą być stosowane do określania odczynu roztworu.

Budowa cząsteczek antocyjanów i flawonoidów

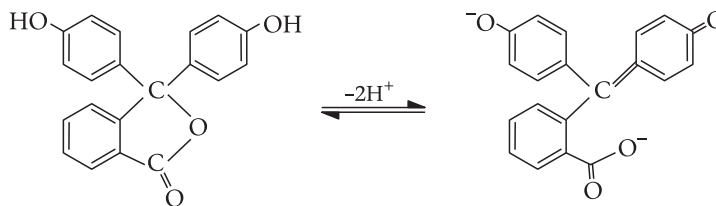
W przyrodzie występuje wiele grup związków wykazujących charakterystyczne barwy wynikające z budowy ich cząsteczek. Do związków barwnych, często omawianych w literaturze biologicznej czy chemicznej, zaliczyć można chlorofile, karotenoidy czy ksantofile. Ciekawą grupą związków, która często jest pomijana w literaturze, a wykazującą szerokie spektrum barw, są **antocyjany i flawonoidy**. Antocyjany są bardzo rozpowszech-

Tabela 1.

Długość fali [nm]	Barwa pochłaniana	Barwa dopełniająca (obserwowana)
400	fioletowa	zielonożółta
480	niebieska	żółta
530	zielona	purpurowa
580	żółta	niebieska
610	pomarańczowa	zielononiebieska
660	czerwona	niebieskozielona
720	purpurowoczerwona	zielona



Rys. 2. Wybrane barwniki stosowane w chemii analitycznej jako wskaźniki pH



Rys. 3. Forma cząsteczkowa i jonowa (niezdysocjowana i zdysocjowana) fenoloftaleiny

nionymi barwnikami w całym świecie roślinnym – nadają barwę kwiatom, liściom i owocom, a nawet korzeniom. Nie stwierdzono ich tylko u glonów, w rodzinach roślin kaktusowatych i komosowatych (np. komosa, burak czerwony, szpinak, które zawierają odrębną grupę barwników, zwanych betaninami).

Antocyjany zbudowane są z pierścienia benzenowego połączonego z pierścieniem piranowym, występującym w formie aromatycznego kationu pyryliowego. W przyrodzie spotyka się najczęściej 6 typów antocyjanów: cyjanidynę, delfinidynę, pelargonidynę, peonidynę, malwidynę i petunidynę, a ich nazwy pochodzą od kwiatów, z których zostały wyizolowane (tabela 2). Poszczególne antocyjany różnią się zatem ilością i miejscem podstawienia grup hy-

droksylowych –OH oraz metoksylo- wych –OCH₃ w pierścieniu A i B.

Grupa hydroksylowa w pozycji C-3 i C-5 jest zdolna do tworzenia wiązania glikozydowego. Antocyjanidyny (antocyjanozydy) to połączenia antocyjanów (aglikonów – składników niesacharydowych) z fragmentami cukrowymi za pomocą wiązania glikozydowego. Antocyjany są z reguły połączone z heksozą (zwykle glukozą, galaktozą, ksylozą czy arabinozą), do której bywa dołączona glikozydowo pentoza (zwykle ramnoza) lub z dwucukrem (rutynozą, ksyloglukozą), rzadziej z trójcukrem.

Badania nad antocyjanami z różnych kwiatów i owoców doprowadziły do zdumiewającego wniosku, że cała różnorodność kolorystyczna kwiatowego kobierca zależy głównie od zaledwie trzech

antocyjanów: pelargonidyny, cyjanidyny i delfinidyny.

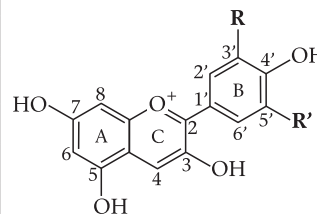
Niebieskie zabarwienie kwiatów bławatka pochodzi od zasadowej soli cyjanidyny, natomiast jej sól oksoniowa powoduje czerwone zabarwienie kwiatów róży i pelargonii.

Cyjanidyna znajduje się w płatkach róż i maków (barwa czerwona), w kwiatach i liściach begonii, w płatkach chabrów (barwa niebieska), a także w wiśniach, jabłkach, truskawkach, malinach i jeżynach. Inne antocyjany wykazujące czerwoną barwę w formie kwaśnej to: peonidyna (w peoniach) i petunidyna (w petuniach).

Pelargonidyna w formie kwasowej ma pomarańczowo-czerwoną barwę i znajduje się truskawkach, czerwonych borówkach, daliach i pelargonii. Natomiast w winogronach, astrach, lawendzie, lnicy, ostróżkach i fiołkach występuje delfinidyna, która w formie kwasowej

Tabela 2. Budowa cząsteczek najpopularniejszych antocyjanów

Antocyjany	Podstawnik R	Podstawnik R'
cyjanidyna	OH	H
delfinidyna	OH	OH
malwidyna	OCH ₃	OCH ₃
pelargonidyna	H	H
peonidyna	OCH ₃	H
petunidyna	OCH ₃	OH



wej przyjmuje fioletowo-czerwone zabarwienie.

Malwidyna, która w formie kwasowej ma barwę czerwoną, oprócz występowania w kwiatach malwy, obecna jest także w winogronach.

Czynniki wpływające na zabarwienie antocyjanów

Barwa antocyjan zależy nie tylko od budowy ich cząsteczek, ale także od pH soku komórkowego (rys. 4). Zanik barwy czerwonej

lub w niektórych przypadkach jej zmiana na bladoróżową (co zależy od mieszaniny antocyjan znajdujących się w surowcu roślinnym) następuje zazwyczaj dla pH w zakresie około 2,5–3,5.

Wpływ na barwę ma także możliwość tworzenia przez antocyjany związków kompleksowych z jonami metali dwuwartościowych i trójwartościowych, głównie żelaza(III) oraz glinu(III). Znaczenie ma także współobecność flawonoidów, garbników, kwaśnych polisa-



Podkreślam
Urszula Grygier

Urszula Grygier
Nauczycielka Zespołu
Szkoł Ogólnokształcących
Integracyjnych nr 4 w Krakowie



Przygotuj nowoczesną lekcję ze

scholaris.pl

Scholaris to portal wiedzy dla nauczycieli zawierający około 3000 multimedialnych, bezpłatnych zasobów edukacyjnych, zgodnych z nową podstawą programową chemii. Dzięki niemu zyskasz szybki dostęp do sprawdzonych pomysłów na ciekawe zajęcia o różnorodnej tematyce, od własności substancji po najbardziej skomplikowane reakcje chemiczne. Gotowe scenariusze i materiały multimedialne są rekomendowane przez Ośrodek Rozwoju Edukacji. Z portalem Scholaris przygotujesz nowoczesną lekcję w oparciu o najwyższej jakości materiały.



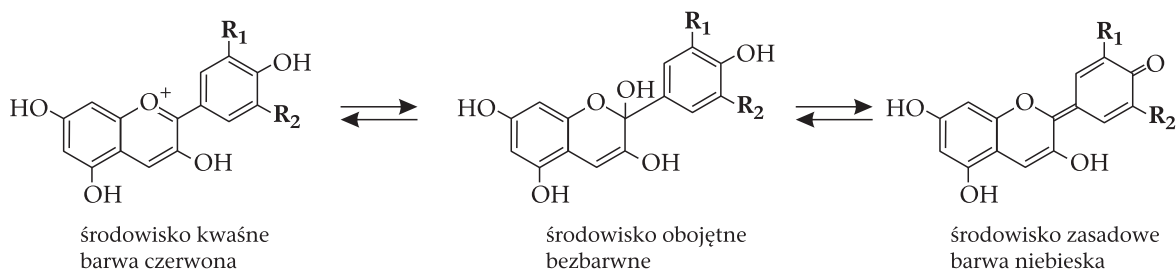
RZETELNE
MATERIAŁY



BOGATE
ZASOBY



INTUICYJNE
WYSZUKIWANIE



Rys. 4. Struktury antocyjanów w roztworze o odczynie kwasowym, obojętnym i zasadowym

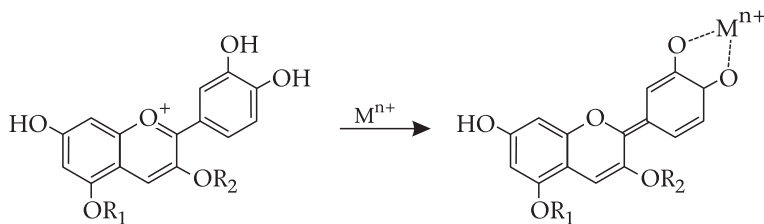
charydów i peptydów oraz temperatura, ze wzrostem której wzrasta intensywność obserwowanego zabarwienia.

Ciekawe jest to, że jeśli antocyjany występują w kompleksach z jonami glinu(III) lub żelaza(III), to mimo kwaśnego odczynu środowiska mogą zachowywać barwę niebieską (tak jest np. w kwiatkach chabry czy bławatki). Wpływ jonów metali na barwę tych związków znalazł zastosowanie w praktyce ogrodniczej.

Na rysunku 5 przedstawiono jeden z możliwych sposobów kompleksowania jonów metali przez cząsteczki antocyjanów (lub flawonoidów).

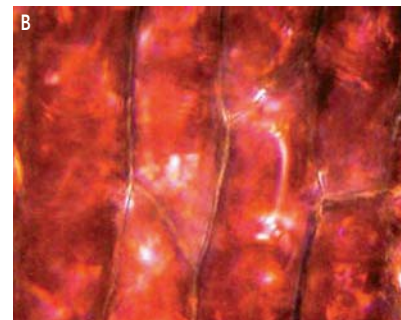
Biosynteza antocyjanów i flawonoidów

Antocyjany powstają w toku biosyntezy, podobnie jak flawonoidy, z aminokwasów aromatycznych, a ponadto ich biosynteza jest ściśle powiązana z dwoma innymi szlakami metabolicznymi: szlakiem kwasu szikimowego oraz szlakiem kwasu malonowego. Jednym z etapów jest cyklizacja



M^{n+} = jon metalu
 R_1 = grupa alkilowa, sacharyd
 R_2 = H, grupa alkilowa, sacharyd

Rys. 5. Przykład sposobu kompleksowania jonów metali przez cząsteczki antocyjanów



Fot. 1. Obraz mikroskopowy sposobu zabarwienia komórek płatków astra w różnym powiększeniu: 20 razy (A) i 400 razy (B)

chalkonu do naringeniny, która podlega dalszym przemianom. W kolejnych etapach powstają antocyjanidyny, a w wyniku dalszych reakcji powstaje pelargonidyna, cyjanidyna czy delfinidyna. Antocyjany zaliczyć można zatem do metabolitów wtórnych.

Znaczenie biologiczne antocyjanów

Fotosynteza jest procesem zachodzącym pod wpływem światła, ale nadwyżki kwantów świetlnych mogą niekorzystnie wpływać na poszczególne składniki systemów fotosyntetyzujących. Rośliny, w celu ochrony i obrony przed szkodliwym wpływem promieni UV, roz-

więły różnorodne mechanizmy zmniejszenia stopnia penetracji tkanek przez to promieniowanie. Jedną ze stosowanych przez rośliny metod obrony jest biosynteza związków fenolowych (antocyjanów i flawonoidów) posiadających zdolność absorbowania tego promieniowania. Antocyjany zawarte w liściach absorbują więcej światła zielonego i żółtego (chlorofil nie wykazuje tej właściwości). Ponadto potrafią one chronić roślinę przed promieniowaniem ultrafioletowym w zakresie UVB (280–320 nm).

Biosynteza antocyjanów w liściach ulega istotnemu zwiększeniu w odpowiedzi na jeden lub więcej stresorów środowiskowych (oprócz silnego promieniowania UVB), takich jak: ekstremalne temperatury, susza, obecność ozonu, niedobory azotu (który stanowi 1–3% suchej masy roślin) i fosforu, infekcje bakteryjne lub grzybicze, zranienie, działalność roślinożerców, wpływ herbicydów i różnorodnych zanieczyszczeń. Wobec powyższych czynników związki te uważane są za sygnalizatory stresu i/lub jako część mechanizmu zmniejszającego jego efekty.



Fot. 2. Pomarańcze i fioletowy kalafior zawdzięczają swoje barwy obecności antocyjanów

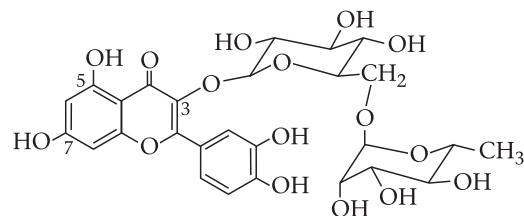
Działanie farmakologiczne oraz zastosowania antocyjanów i flawonoidów

Antocyjany są uważane za w pełni bezpieczne dla zdrowia człowieka, stanowią więc obiekt zainteresowania farmacji ze względu na szereg pozytywnych właściwości farmakologicznych m.in. antyoksydacyjnych i przeciwwolnorodnikowych. Ponadto zmniejszają przepuszczalność i kruchość ścian naczyń włosowatych, działają przeciwzapalnie i przeciwobrzękowo. Polepszają jakość widzenia, wzmagając ukrwienie w obrębie tęczówki oka i stymulując produkcję istotnej w procesie widzenia rodopsyny. To właśnie antocyjanom czerwonego wina przypisuje się niską zapadalność na zawał serca wśród Francuzów ze względu na duże spożycie tego trunku. Barwniki te wydalnie też zmniejszają utlenianie frakcji cholesterolu LDL, a to właśnie utleniony LDL wchodzi w skład zgubnych blaszek miażdżycowych.

Flawonoidy wpływają także na polepszenie przyswajalności witamin, co ma miejsce np. w przypadku połączenia witaminy C z rutyną (rys. 6). Ponadto wykazują działanie przeciwzapalne, moczopędne i rozkurczowe.

Ze względu na obecność w nich antocyjan, w celach profilaktycznych i leczniczych stosuje się preparaty z: owocami borówki czarnej, owocami, pestkami i liśćmi winorośli właściwej, owocami

porzeczki czarnej, owocami bzu czarnego, aronii czarnoowocowej, kwiatami hibiskusa, kwiatami malwy czarnej, owocami maliny, owocami i sokiem z żurawiny błotnej i żurawiny wielkoowocowej.



Rys. 6. Struktura cząsteczki rutyny

W przemyśle spożywczym antocyjany stosowane są jako naturalne barwniki roślinne o symbolu E163: E163a – cyjanidyna (czerwona barwa żywności), E163b – delphinidyna (niebieska barwa żywności), E163c – malwidyna (fioletowa barwa żywności), E163d – pelargonidyna (pomarańczowa barwa żywności), E163e – peonidyna (czerwono-brązowa barwa żywności), E163f –

Konkurs dla szkół

Kamera! Akcja! Nowoczesna edukacja

W puli 39 000 złotych!

Wyobraź sobie szkołę przyszłości!
pokaż, jak chciałbyś się uczyć!

Wyobraźcie sobie szkołę za 10, 20 albo 30 lat. Czy uczniowie wciąż będą siedzieć w ławkach? Czy ciągle będą uczyć się z podręczników i pisać kredą po tablicy? A może książki zastąpią tablety, a tablica stanie się całkiem wirtualna?

W serwisie MillionYou.Com wystartowała kampania firmy Young Digital Planet angażująca uczniów i nauczycieli wokół pytania o kształt szkoły przyszłości – Kamera Akcja! Nowoczesna Edukacja! Uczniowie i nauczyciele mogą tu wspólnie przygotować filmy na konkurs filmowy. Termin wgrzywania filmów: 4 listopada 2013.



Young Digital Planet

Patroni medialni

głosnauczycielski

www.edupress.pl

W konkursie mogą wziąć udział uczniowie szkół podstawowych, gimnazjów oraz szkół ponadgimnazjalnych. Więcej informacji na www.millionyou.pl oraz www.ydp.pl!

petunidyna (ciemno czerwona barwa żywności).

Surowcami roślinnymi bogatymi w flawonoidy, równie cennymi dla człowieka jak antocyjany, są między innymi cebula, czosnek, kora wierzby, kora dębu. Świeża cebula, jej sok i wyciągi (zawiera-

jące głównie kwercetynę) działają przeciwbakteryjnie, obniżają poziom lipidów i ciśnienie krwi, hamują agregację płytek krwi, wykazują aktywność fibrynolityczną. Dieta bogata w cebulę obniża ryzyko wystąpienia raka żołądka. Czosnek również zawiera wiele

dobroczynnie działających na organizm człowieka związków z grupy flawonoidów, dlatego włączając go do diety zapobiec można infekcjom, przeziębieniom, a ponadto wskazuje się także jego lecznicze działanie w przypadku chorób serca czy nowotworów.

Doświadczenie 1. Badanie wpływu odczynu/środowiska na barwę roztworu antocyjanów

Odczynniki:

- surowiec:
 - 5 g kwiatów hibiskusa,
 - 10 g czerwonych owoców,
 - 5 g kwiatów malwy czarnej,
- woda, metanol lub woda-metanol,
- 0,1-molowy roztwór HCl,
- 0,1-molowy roztwór NaOH lub KOH.

Aparatura i szkło:

- zlewki 200 cm³,
- pipety Paustera lub biureta 50 cm³,
- lejek zwykły (średnica około 10 cm),
- papierki wskaźnikowe (1–14 pH),
- statyw do probówek.

Przeprowadzić macerację surowca roślinnego (10 g rozdrobnionych czerwonych owoców, 5 g kwiatów hibiskusa, 5 g kwiatów malwy czarnej) poprzez umieszczenie każdego w osobnej zlewce o pojemności 200 cm³ i zalanie na około pół godziny (im dłużej, tym intensywniejsza będzie barwa otrzymanego maceratu, 50 cm³ metanolu lub mieszaniny woda-metanol (1:1) lub wody. Co kilka minut należy pomieszać bagietką. Uzyskany macerat należy przesączyć przez zwykły lejek. Zbadać pH wyjściowego roztworu za pomocą papierka uniwersalnego i miareczkować 0,1 mol·dm⁻³ wodnym roztworem NaOH, ciągle

mieszając, do momentu zauważalnej zmiany barwy utrzymującej się przez 30 sekund, zbadać i zanotować barwę i wartość pH. Kontynuować miareczkowanie do osiągnięcia pH = 14 dla roztworu miareczkowanego. Następnie biuretę umyć i prowadzić miareczkowanie wodnym roztworem 0,1 mol·dm⁻³ HCl i zanotować zmiany barwy i pH.

W przypadku kiedy biureta jest niedostępna można przygotować zestaw probówek i do każdej kolejnej dodawać coraz większą porcję wodnego roztworu wodorotlenku sodu lub potasu, a dla drugiego zestawu wodnego roztworu kwasu solnego.

Wyniki eksperymentów pokazane są na fot. 3 i 4. Gdy do rozcieńczonego ekstraktu dodawano stopniowo wodny roztwór wodorotlenku sodu (fot. 3), zaobserwowano zmianę zabarwienia z bladoróżowego przez szary do zielonoszarego (dla roztworu o odczynie silnie zasadowym). Zmianę odczynu roztworu sprawdzano za pomocą papierka uniwersalnego (umieszczony pod każdą z probówek na obu zdjęciach). Natomiast gdy do ekstraktu dodawano roztwór kwasu solnego (fot. 4), zaobserwowano w roztworze o odczynie silnie kwasowym (pierwsza probówka po prawej stronie) znaczne wzmocnienie barwy czerwonej.



Fot. 3. Zmiana zabarwienia roztworu antocyjanów wyizolowanych z kwiatów hibiskusa od bladoróżowego do zielonoszarego w wyniku stopniowego dodawania roztworu NaOH, powodującego zmianę odczynu z obojętnego do silnie zasadowego (analiza z zastosowaniem papierka uniwersalnego)



Fot. 4. Zmiana zabarwienia roztworu antocyjanów wyizolowanych z kwiatów hibiskusa od jasnoróżowego do intensywnie czerwonego w wyniku stopniowego dodawania roztworu HCl, powodującego zmianę odczynu z obojętnego do silnie kwasowego (analiza z zastosowaniem papierka uniwersalnego)

Doświadczenie 2. Badanie wpływu odczynu/środowiska na barwę roztworu antocyjanów

Odczynniki:

- surowiec:
 - 5 g kwiatów hibiskusa,
 - 10 g czerwonych owoców,
 - 5 g kwiatów malwy czarnej,
 - 5 g łuski cebuli,
- metanol, woda-metanol, woda,
- sole nieorganiczne (tabela 3).

Aparatura i szkło:

- bagietka,
- zlewki 200 cm³,
- lejek zwykły (średnica około 10 cm),
- probówki – 30 sztuk,
- papierki wskaźnikowe (1–14 pH),
- pipety Pasteura, wkraplacz,
- statyw do probówek.

Należy przeprowadzić macerację wybranego surowca roślinnego w sposób opisany powyżej poprzez dodanie do surowca roślinnego możliwie małej ilości rozpuszczalnika, ale takiej, aby surowiec znalazł się pod powierzchnią cieczy. Następnie intensywnie mieszać od 10–30 minut bagietką, po czym przesać na lejek zwykłym.

Sporządzić wodne roztwory soli nieorganicznych poprzez całkowite rozpuszczenie około 50 mg

(szczypta) związku w najmniejszej możliwej ilości wody (około 3 cm³) w oznaczonych probówkach (tab. 3). Przygotować roztwór, który będzie wzorcem koloru poprzez dodanie 6–10 kropli wodnego roztworu antocyjanów do probówki z wodą destylowaną. Dodawać do poszczególnych probówek z wodnymi roztworami soli za pomocą pipety Pasteura kroplami roztwór antocyjanów, mieszać obserwując zmianę barwy i zanotować ją w tabeli.

Określić, jaki odczyn miały wyjściowe roztwory soli, uzasadniając to odpowiednimi równaniami reakcji hydrolyzy zapisanymi cząsteczkowo i jonowo. Po upływie około pół godziny sprawdzić czy barwy roztworów uległy zmianie i obserwacje zanotować w tabeli.

Na podstawie wiadomości o antocyjanach i wodnych roztworach stosowanych w ćwiczeniu soli sformułować zaobserwowane zależności pomiędzy barwą roztworu, a składnikami znajdującymi się w danej probówce:

- wpływ odczynu roztworu,
- wpływ tego samego kationu soli i różnych anionów,
- wpływ jonów jednowartościowych i dwuwartościowych oraz trójwartościowych na zmianę barwy analizowanych roztworów.

Wydawnictwo ARKADY poleca

BioLogia Chemia Fizyka
WYDAWNICTWO ARKADY
jake to proste!

CAROL VORDERMAN

116 CHEMIA

Układ okresowy pierwiastków

CHEMIA POSŁUGUJĄ SIĘ UKŁADEM OKRESOWYM PIERWIASTKÓW

Na tablicy układu okresowego pierwiastki ułożone są zgodnie z ich budową atomową. Pierwiastki o podobnej budowie ugrupowane w oddzielnych grupach.

Budowa układu okresowego

Układ okresowy pierwiastków, którego prototypem jest tabela opracowana w 1869 r. przez Dmitrija Mendelejewa, przedstawia regularnie ułożone w rzędy i kolumny symbole chemiczne pierwiastków. Liczba atomowa to liczba protonów znajdujących się w jądrach atomowych pierwiastków (tab. 10).

Taki sposób porządkowania pierwiastków umożliwia zobaczenie zależności między nimi i w ten sposób grupowanie pierwiastków w tablicy chemicznej jest to słowo określające grupę pierwiastków podobnych.

117 UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

Części składowe

Układ okresowy pierwiastków, którego prototypem jest tabela opracowana w 1869 r. przez Dmitrija Mendelejewa, przedstawia regularnie ułożone w rzędy i kolumny symbole chemiczne pierwiastków. Liczba atomowa to liczba protonów znajdujących się w jądrach atomowych pierwiastków (tab. 10).

Taki sposób porządkowania pierwiastków umożliwia zobaczenie zależności między nimi i w ten sposób grupowanie pierwiastków w tablicy chemicznej jest to słowo określające grupę pierwiastków podobnych.

Kiedy w 1869 roku Dmitrij Mendelejew stworzył układ okresowy, znano jedynie 63 pierwiastki.

Tabela 3.

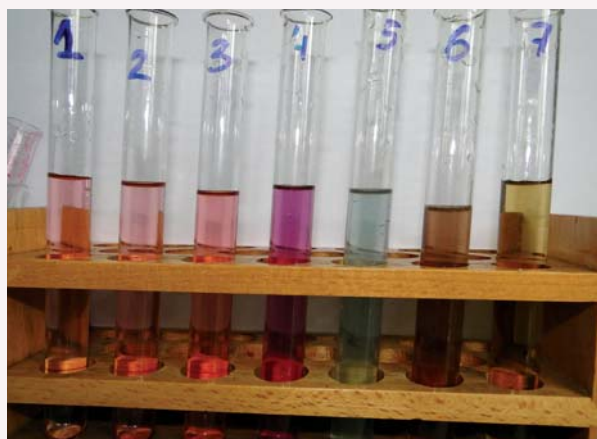
Nr próbki	Stosowana sól	Odczyn wodnego roztworu soli	Barwa roztworu bezpośrednio po dodaniu odczynnika	Barwa roztworu po 0,5 godz. po dodaniu odczynnika
1.	LiClO ₄			
2.	Li ₂ CO ₃			
3.	NaCl			
4.	Na ₂ CO ₃			
5.	NaNO ₂			
6.	Na ₂ SO ₃			
7.	KBr			
8.	K ₂ CO ₃			
9.	MgSO ₄			
10.	CaCl ₂			
11.	NH ₄ Cl			
12.	ZnCl ₂			
13.	FeCl ₃			
14.	FeSO ₄			
15.	Al(NO ₃) ₃			

Wpływ wybranych soli ilustruje fot. 5. Dodatek CaCl₂ i MgSO₄ nie powoduje widocznych zmian barwy, ale dodanie wodnego roztworu azotanu(V) glinu, pomimo kwasowego odczynu roztworu tej soli, wywołuje powstanie fioletowego zabarwienia z powodu kompleksowania jonów glinu. Analogiczna reakcja zachodzi po dodaniu CuCl₂, gdy powstaje barwa błękitna oraz soli żelaza(II) i (III), gdy obserwuje się, odpowiednio, żółto-brązowe i żółte zabarwienie roztworów (fot. 5).

W ćwiczeniu można zastosować też inne sole, gdyż jego celem jest uwidocznienie, jak jony poszczególnych metali (zwłaszcza dwuwartościowych i trójwartościowych, wpływają na zmianę zabarwienia roztworu antocyjanów).

Po upływie około pół godziny barwy poszczególnych roztworów powinny ulec wzmocnieniu.

Na obserwowaną barwę ma też wpływ fakt czy surowiec roślinny był macerowany wodą, metanolem, czy mieszaniną woda-metanol. Barwa jest też zależna od zastosowanego surowca roślinnego, np. ekstrakt z kwiatów malwy czarnej będzie miał ciemnofioletowe zabarwienie, gdyż w swoim składzie zawiera najwięcej antocyjanu malwidyny. W przypadku flawonoidów



Fot. 5. Zabarwienie roztworu antocyjanów pod wpływem obecności kompleksujących jonów metali. 1 wyjściowy roztwór antocyjanów, 2 roztwór z dodatkiem MgSO₄, 3 roztwór z dodatkiem CaCl₂, 4 roztwór z dodatkiem Al(NO₃)₃, 5 roztwór z dodatkiem CuCl₂, 6 roztwór z dodatkiem FeSO₄, 7 roztwór z dodatkiem FeCl₃

z łusek cebuli będzie można zaobserwować różne odcienie barwy żółtej i brązowej lub roztwory praktycznie bezbarwne. Do maceracji można zastosować też etanol zamiast metanolu, gdyż oba alkohole dobrze wyciągają barwne składniki z surowca roślinnego.

Literatura:

- [1] Praca zbiorowa pod redakcją Stefana Malepszego, *Biotechnologia roślin*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2001
- [2] Grotewold E., Chora S., Hoshino A., Boddu J., Iida S., *Flavonoids pigments as tool in molecular genetics*, pp. 147-173, Spinger, New York 2006
- [3] Gould K., Davies K., Winefield C., *Anthocyanins. Biosynthesis, functions and applications*, Springer 2009
- [4] Matławska I., Bylka W., Gawron-Gzella A., Sikorska M., Szafer-Hajdrych M., Wójcińska M., Dudek-Makuch M., Witkowska-Banaszak E., *Farmakognozja*, Wydawnictwo Naukowe Akademii Medycznej im. Karola Marcinkowskiego w Poznaniu, Poznań 2006
- [5] Lewak S., Kopcewicz J., *Fizjologia roślin, Wprowadzenie*. Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009

dr Joanna Kurek

Wydział Chemii, Uniwersytet im. Adama Mickiewicza
w Poznaniu

Atramenty sympatyczne

Iwona ORLIŃSKA

Od wieków niektóre informacje starano się zachować w tajemnicy przed osobami postronnymi. Podczas przekazywania wiadomości mogło jednak dojść do ich ujawnienia. Dla zapewnienia poufności przekazu opracowano więc różnorodne metody zabezpieczeń. W wielu z nich kluczową rolę odgrywały procesy chemiczne, nawet w dzisiejszych czasach, gdy królują metody przekazu, a zatem i szyfrowania elektronicznego.

Steganografia

Metoda, która ukrywa sam fakt istnienia tajnej informacji, nosi nazwę steganografii (z gr. *steganos* = ukryty). Poufne dane zawarte są w całkowicie jawnej wiadomości i mogą być odczytane przez osoby znające sposób ich utajnienia (lub kogoś, kto odgadnie ten sekret). W obecnych czasach wiadomości ukrywane są także w plikach graficznych lub dźwiękowych. Sposób ten wykorzystuje niedoskonałości ludzkiego wzroku i słuchu, które to zmysły nie są czułe na pewne zmiany odcieni barw oraz niektóre częstotliwości dźwięku.

Atramenty sympatyczne

Pierwsze wzmianki o substancjach chemicznych służących ukrywaniu i ujawnianiu informacji pochodzą sprzed ponad 2000 lat. Filon z Bizancjum (III w. p.n.e.), grecki inżynier i konstruktor automatów (np. dozujących wino lub wodę do mycia rąk), opisał metodę polegającą na wykonaniu napisu wyciągiem z galasów (narośli na liściach, po-



Fot. 1. Galasy (patologiczna narośl na liściach roślin) wykorzystywane były w starożytności do produkcji atramentów

wstałych w wyniku obronnej reakcji wielu gatunków roślin na uszkodzenia spowodowane przez owady, fot. 1). Tekst pozostawał niewidoczny do chwili podziałania na niego roztworem soli żelaza, kiedy pojawiał się pod postacią niebieskich znaków. Rzymski poeta Owidiusz (I w. p.n.e. – I w. n.e.) polecał pisanie listów mlekiem, a ujawnianie tekstu – przez posypanie kartki sadzą (czarny pył zatrzymywał się w miejscach sporządzonych napisów). Wraz z postępującym rozwojem chemii odkryto wiele innych substancji służących ukrywaniu i ujawnianiu pisma na podobnych zasadach. Noszą one nazwę *atramentów sympatycznych*.

Sposób użycia atramentów sympatycznych jest następujący: wiadomość zapisuje się za pomocą wybranej substancji. W celu dodatkowego ukrycia informacji na kartce sporządza się całkowicie jawny napis o neutralnej treści (za pomocą długopisu, atramentu, ołówka czy druku). Odbiorca wywołuje ukryty tekst, działając odpowiednimi środkami (substancjami chemicznymi, światłem, ogrzewaniem).

Atramenty sympatyczne muszą jednak spełniać kilka warunków, aby ukrycie przekazywanych treści było skuteczne. Nie mogą pozostawiać widocznych śladów ani zmieniać struktury podłoża. Ponadto

powinno istnieć jak najmniej wywoływaczy, aby ograniczyć możliwość przypadkowego ujawnienia tekstu. Rozwój metod analizy chemicznej spowodował, że odczytanie napisów wykonanych atramentami sympatycznymi nie stanowi już problemu (oczywiście, o ile po przechwyceniu listu zorientujemy się, że zawiera on także ukrytą treść). Mimo to atramenty sympatyczne nadal są w użyciu, np. produkuje się tusze do drukarek, które widoczne są dopiero po potraktowaniu odpowiednim wywoływaczem lub po oświetleniu promieniowaniem nadfioletowym. Jednak odkryte przed wiekami sposoby i dzisiaj mogą stać się materiałem na ciekawe zajęcia szkolne.

1. Ujawnianie ukrytych napisów za pomocą reakcji chemicznych

Najczęściej używane są atramenty sympatyczne, do ujawniania których stosuje się reakcję chemiczną z odpowiednim wywoływaczem. Kilka poniższych eksperymentów pozwoli zaprojektować własne doświadczenia, a uwagi do wykonanych prób – uniknąć problemów podczas ich przeprowadzania.

W kolejnych doświadczeniach uwagi dotyczące strony technicznej są takie same, jak w już przeprowadzonym eksperymencie: można użyć zraszacza z roztworem wywołującym zamiast pocierać papier, a napis zamiast pędzelkiem wykonywać wykałaczką lub zapałką. Dla osiągnięcia widowskiego efektu nagłego pojawienia się tekstu kluczowa jest niewidoczność sporządzonego uprzednio napisu. Dlatego na białej kartce piszemy bezbarwnymi roztworami, a gdy są one kolorowe – dobieramy kolor papieru tak, aby napis nie odróżniał się od tła.

Doświadczenie 1. Atrament w kolorze granatowym [1]

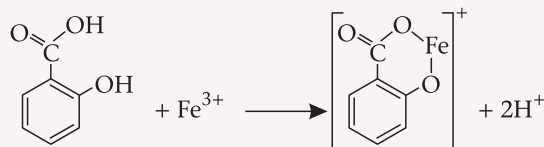
Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- wacik lub bawełniany płatek kosmetyczny,
- roztwór kwasu salicylowego $C_6H_4(OH)COOH$ o stężeniu 1–2% (można użyć spirytusu salicylowego, dostępnego w każdej aptece i drogerii środka dezynfekcyjnego),
- roztwór chlorku żelaza(III) $FeCl_3$ o stężeniu ok. 5%.

Przebieg doświadczenia: na kartce białego papieru za pomocą pędzelka (sprawdzi się także wykałaczka, zaostrzona zapałka lub patyczek kosmetyczny z wacikiem) wykonujemy napis roztworem kwasu salicylowego, a następnie suszymy arkusz. Płatek bawełniany lub wacik zwilżamy roztworem $FeCl_3$ i pocieramy nim kartkę papieru (dobrym rozwiązaniem jest też użycie zraszacza do roślin).

Obserwacje: pojawiają się litery uprzednio napisanego tekstu w kolorze fioletowo-niebieskim.

Wnioski: napis ujawnił się w wyniku reakcji pomiędzy kwasem salicylowym i jonami żelaza(III) [2],



prowadzącej do powstania połączenia o ciemnym zabarwieniu.

Powyższa reakcja jest charakterystyczną próbą analityczną – jedną z typowych metod wykrywania jonów Fe^{3+} za pomocą kwasu salicylowego (lub sulfosalicylowego). Od dawna wykorzystywano ją do produkcji atramentu. Początkowo do ich wytwarzania stosowano kwas galusowy (3,4,5-trihydroksybenzoesowy), naturalnie występujący w galasach.

Uwagi metodyczne: użycie wyciągu z galasów zamiast kwasu salicylowego pozwoli zastosować oryginalny przepis Filona z Bizancjum na atrament sympatyczny. Identyczny efekt otrzymamy „zamieniając miejscami” odczynniki, czyli wykonując napis roztworem chlorku żelaza(III) i wywołując go roztworem kwasu salicylowego. Jednak sporządzony w ten sposób napis będzie widoczny na białej kartce papieru, chyba że użyjemy arkusza w kolorze żółtawym (taka jest barwa rozcieńczonego roztworu $FeCl_3$).



Fot. 2. Białe kartki papieru (1) pocieramy płatkem kosmetycznym zwilżonym roztworem chlorku żelaza(III) (2), co powoduje ujawnienie napisu wykonanego kwasem salicylowym (3)

Doświadczenie 2. Atrament w kolorze żółtym

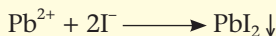
Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru, pędzelek,
- wacik lub bawełniany płatek kosmetyczny,
- roztwory octanu ołowiu(II) $(CH_3COO)_2Pb$ oraz jodku potasu KI o stężeniach ok. 5%.

Przebieg doświadczenia: na kartce białego papieru wykonujemy napis roztworem octanu ołowiu(II) i suszymy arkusz. Płatek bawełniany zwilżamy roztworem KI i pocieramy nim papier.

Obserwacje: pojawiają się litery tekstu w kolorze żółtym.

Wnioski: napis ujawnił się w wyniku reakcji pomiędzy jonami ołowiu(II) i jodkowymi:



prowadzącej do powstania osadu jodku ołowiu(II) o żółtym zabarwieniu.

Uwagi metodyczne: ponieważ oba roztwory są bezbarwne, można wykonać napis za pomocą roztworu KI, a wywołać go roztworem $(CH_3COO)_2Pb$ (zamiast octanu sprawdzi się każda inna rozpuszczalna sól ołowiu(II)). Jednak podczas dłuższego przechowywania kartki z napisem sporządzonym roztworem jodku potasu może



Fot. 3. Napis sporządzony roztworem octanu ołowiu(II), wywołany roztworem jodku potasu

dojść do utlenienia jonów jodkowych i wydzielenia wolnego jodu o brunatnym zabarwieniu, co ujawni ukrytą treść.

Praktycznie każda reakcja prowadząca do wytrącenia barwnego związku będzie odpowiednia dla przeprowadzenia eksperymentu. Analiza tabeli rozpuszczalności umożliwi uczniom samodzielne zaprojektowanie doświadczenia. Należy tylko pamiętać o skutecznym ukryciu tajnego tekstu na kartce papieru.

Doświadczenie 3. Atrament w kolorze malinowym [1]

Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- wacik lub bawełniany płatek kosmetyczny,
- roztwór wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu ok. 5%,
- alkoholowy roztwór fenoloftaleiny o stężeniu 1%.

Przebieg doświadczenia: na kartce białego papieru wykonujemy napis roztworem wodorotlenku sodu i suszymy arkusz. Płatek bawełniany zwilżamy roztworem fenoloftaleiny, a następnie pocieramy nim kartkę.

Obserwacje: pojawiają się litery tekstu w kolorze malinowym.

Wnioski: ukryty napis ujawnił się z powodu zmiany barwy fenoloftaleiny w środowisku zasadowym.

Uwagi metodyczne: oba roztwory są bezbarwne, zatem wykonanie napisu roztworem fenoloftaleiny i wywołanie go roztworem NaOH również pozwoli osiągnąć zamierzony efekt. Zamiast wodorotlenku sodu można użyć KOH lub Na_2CO_3 , a zamiast fenoloftaleiny – innego wskaźnika zmieniającego zabarwienie w środowisku o odczynie zasadowym (np. tymoloftaleiny – ale wtedy pojawiają się niebieskie litery). „Woda amoniakalna” $\text{NH}_3(\text{aq})$ będzie użyteczna tylko jako wywoływacz napisu wykonanego roztworem fenoloftaleiny (odczynnik jest lotny i – gdy sporządzimy nim napis – szybko wyparuje). Jeśli zamiast zasady chcemy użyć kwasu, do wykonania napisu najlepszy będzie roztwór kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 lub cytrynowego, a jako wywoływacz – roztwór oranżu metylowego (lub innego wskaźnika zmieniającego barwę w roztworze o odczynie kwaśnym, np. błękitu bromotymolowego).

Również i w tym przypadku mamy wiele możliwości zaprojektowania atrakcyjnego doświadczenia ze względu na różnorodność wskaźników kwasowo-zasadowych, wykazujących zmianę barwy w różnych zakresach pH. W wersji „domowej” można użyć rozcieńczonego roztworu preparatu typu „kret” (do udrażniania rur odpływowych) jako atramentu o odczynie alkalicznym i soku z czerwonej kapusty w roli wywoływacza.



Fot. 4. Napis sporządzony roztworem wodorotlenku sodu, wywołany roztworem fenoloftaleiny

Doświadczenie 4.

Szafirowy napis ujawniający się w oparach wywoływacza [3]

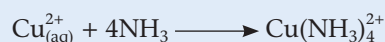
Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- zakręcany słoik,
- roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 o stężeniu ok. 5%,
- handlowa tzw. „woda amoniakalna” $\text{NH}_3(\text{aq})$ o stężeniu ok. 25%.

Przebieg doświadczenia: na kartce papieru wykonujemy napis roztworem CuSO_4 i suszymy arkusz. Do słoika wlewamy niewielką ilość wody amoniakalnej, a następnie umieszczamy w nim papier tak, aby nie dotykał cieczy, a był wystawiony tylko na działanie jej oparów i zakręcamy naczynie.

Obserwacje: pojawiają się litery tekstu w kolorze granatowym.

Wnioski: napis ujawnił się pod wpływem par amoniaku, z powodu tworzy się barwnego połączenia kompleksowego miedzi(II) z cząsteczkami NH_3 , zabarwionego intensywniej niż akwojony Cu(II) :



Uwagi metodyczne: w celu dokładnego ukrycia sporządzonego tekstu należy użyć niebieskiego papieru. Reakcja z amoniakiem może także służyć do ujawnienia napisu sporządzonego roztworem chlorku żelaza(III) – tworzy się brunatny osad wodorotlenku tego metalu. Przedstawiony w [1] sposób wywoływania z użyciem H_2S nie powinien być stosowany w szkole ze względów bezpieczeństwa.



Fot. 5.

W zakręcany słoiku z wodą amoniakalną umieszczamy kartkę papieru z napisem sporządzonym roztworem soli miedzi(II) (1). Po wyjęciu kartki tekst ujawnia się w postaci ciemnoniebieskich liter (2)

Doświadczenie 5. Dwubarwny napis [4]

Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- wacik lub bawełniany płatek kosmetyczny,
- roztwór rodanku potasu KSCN (lub amonu NH_4SCN), roztwór heksacyjanożelazianu(II) potasu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ o stężeniu ok. 5%.
- roztwór chlorku żelaza(III) FeCl_3 o stężeniu ok. 5%.

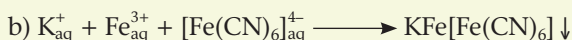
Przebieg doświadczenia: na arkuszu papieru wykonujemy napis lub rysunek za pomocą roztworu rodanku oraz heksacyjanożelazianu(II) (używamy różnych pędzelków tak, aby nie doszło do zmieszania lub zanieczyszczenia odczynników). Po wyschnięciu pocieramy powierzchnię papieru płatkim bawełnianym zwilżonym roztworem FeCl_3 .

Obserwacje: w miejscach pokrytych różnymi atramentami pojawia się ukryty napis w dwóch kolorach – czerwonym i niebieskim.

Wnioski: za efekt doświadczenia odpowiadają następujące reakcje [2]:



Powstaje związek o krwistoczerwonej barwie. W zależności od stężenia reagentów tworzą się połączenia kompleksowe o wzorach od $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ aż do $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ o pogłębiającym się zabarwieniu.



Tworzy się ciemnoniebieski osad tzw. błękitu pruskiego.



Fot. 6. Tekst sporządzony roztworami heksacyjanożelazianu(II) potasu oraz rodanku potasu po wywołaniu roztworem chlorku żelaza(III) ujawnia się w postaci dwubarwnego napisu

2. Ujawnianie ukrytych napisów za pomocą naświetlania

Produkowane są tusze do wykonywania ukrytych napisów widocznych dopiero po ich oświetleniu promieniowaniem w zakresie nadfioletu. Taką metodę stosuje się do niewidocznego znakowania przedmiotów w celu ułatwienia ich rozpoznania w przypadku kradzieży. Aby zobaczyć oznakowanie, wystarczy oświetlenie przedmiotu nawet tzw. testerem banknotów, emitującym promieniowanie ultrafioletowe. Taki przyrząd można wykorzystać do ujawnienia napisu wykonanego roztworem proszku do prania, zawierającego dodatek wybielacza optycznego. Ukryty tekst ujawni się w postaci niebieskawych znaków. [5]



Fot. 7. Napis sporządzony roztworem chlorku sodu, wywołany roztworem azotan(V) srebra i wystawiony na działanie światła słonecznego

Doświadczenie 6. Światło w roli wywoływacza

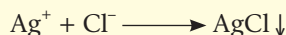
Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- wacik lub bawełniany płatek kosmetyczny,
- roztwory azotan(V) srebra AgNO_3 i chlorku sodu NaCl o stężeniach ok. 5%.

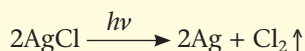
Przebieg doświadczenia: na kartce wykonujemy napis za pomocą roztworu NaCl i pozostawiamy arkusz do wyschnięcia. Pocieramy kartkę płatkim bawełnianym zwilżonym roztworem AgNO_3 , a następnie wystawiamy papier na działanie światła słonecznego.

Obserwacje: pojawia się ukryty tekst w postaci ciemnych liter. Kartka papieru również ciemnieje, ale znaki są dobrze widoczne (fot. 7).

Wnioski: Napis ujawnił się w wyniku reakcji pomiędzy jonami srebra i chlorkowymi:



prowadzącej do powstania osadu chlorku srebra, który rozkłada się pod wpływem światła:



Wydzielone metaliczne srebro znajduje się w stanie dużego rozdrobnienia i ma ciemną barwę. Również AgNO_3 ulega rozkładowi, ale zabarwienie papieru jest jaśniejsze niż w miejscach rozkładu chlorku srebra.

Uwagi metodyczne: wykonanie napisu roztworem AgNO_3 spowoduje rozkład związku pod wpływem substancji organicznych i przedwczesne ujawnienie treści (lapis stosuje się do trwałego znakowania tkanin).

3. Ujawnianie ukrytych napisów za pomocą ogrzewania

Kolejna grupa atramentów sympatycznych ujawnia swoją obecność pod wpływem ogrzewania. Klasycznym przykładem jest rozcieńczony wodny roztwór chlorku kobaltu(II) CoCl_2 , od dawna stosowany do ukrywania wiadomości.

Doświadczenie 7.

Atrament sympatyczny wielokrotnego użytku [1]

Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- roztwór chlorku kobaltu(II) CoCl_2 o stężeniu 1–2%,
- palnik,
- zlewka z gorącą, parującą wodą.

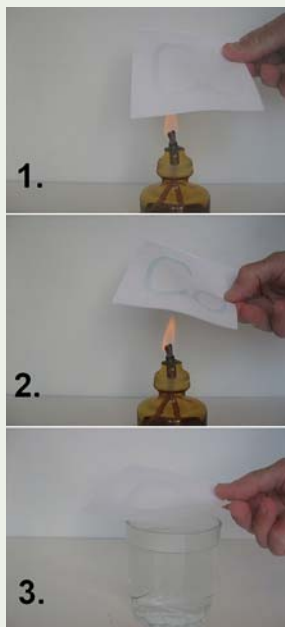
Przebieg doświadczenia: na papierze wykonujemy napis roztworem CoCl_2 i pozostawiamy arkusz do wyschnięcia. Ostrożnie ogrzewamy kartkę na płomieniu palnika (wystarczy nawet świeczka). Po obejrzeniu wyniku próby umieszczamy papier nad zlewką z parującą wodą.

Obserwacje: w wyniku ogrzewania stają się widoczne niebieskie litery wykonanego napisu. Umieszczenie kartki w atmosferze pary wodnej powoduje zniknięcie tekstu.

Wnioski: napis był początkowo ukryty, ponieważ po wyschnięciu roztworu chlorek kobaltu(II) znajduje się na papierze nadal w postaci hydratów, np. $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ o bladoróżowej barwie, praktycznie niewidocznej na kartce. Ogrzanie kartki powyżej temperatury 35°C powoduje utratę wody krystalizacyjnej:



i powstanie bezwodnej soli o intensywnym, ciemnoniebieskim zabarwieniu. Ochłodzenie i umieszczenie w wilgotnym środowisku umożliwiają na powrót wiązanie pary wodnej, co powoduje zmianę zabarwienia na praktycznie niewidoczne bladoróżowe (przebiega reakcja odwrotna do zapisanej powyżej). Zmiany barwy chlorku kobaltu(II) pod wpływem zmian stopnia uwodnienia wykorzystano także w „chemicznych barometrach” (wskazują one wilgotność powietrza, są to więc raczej higrometry) oraz do sygnalizowania nasycenia wodą żelu krzemionkowego stosowanego w eksykatorach do osuszania substancji (suchy silikażel jest niebieski, natomiast granulki, które pochłonęły dużo wilgoci, stają się różowe).



Fot. 8. Kartkę papieru z napisem sporządzonym roztworem chlorku kobaltu(II) ogrzewamy nad płomieniem palnika (1), co powoduje ujawnienie tekstu w postaci niebieskich liter (2). Po umieszczeniu kartki nad parującą wodą napis staje się niewidoczny (3)

Doświadczenie 8.

Cytrynowy atrament sympatyczny

Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- sok z cytryny,
- palnik.

Przebieg doświadczenia: na arkuszu papieru wykonujemy napis sokiem z cytryny, a po wyschnięciu karki ostrożnie ogrzewamy ją nad płomieniem palnika, świeczki lub palnika kuchenki gazowej (zachowując odpowiednią odległość, aby uniknąć zapalenia się kartki).

Obserwacje: pojawiają się ciemno zabarwione litery wykonanego napisu.

Wnioski: napis pojawia się z powodu termicznego rozkładu, prowadzącego do zwęglania związku organicznego – kwasu cytrynowego. Analogiczny efekt uzyskamy, używając do napisania wiadomości roztworu cukru (pod wpływem ogrzewania tworzy się karmel), mleka (karmelizacji ulega cukier mleczny – laktoza), soku owocowego (zawiera kwasy organiczne, m.in. cytrynowy) i wielu innych produktów spożywczych. W odróżnieniu od roztworu chlorku kobaltu(II) atramenty „spożywcze” są jednorazowe – nie ma możliwości powrotu do pierwotnej, niewidocznej postaci napisu.



Fot. 9. Kartkę papieru z napisem sporządzonym sokiem z cytryny ogrzewamy nad płomieniem palnika kuchenki gazowej (1), co powoduje ujawnienie napisu w postaci ciemnych liter (2)

Doświadczenie 9. Wypalony napis [6]

Sprzęt i odczynniki:

- kartka papieru,
- pędzelek,
- palnik,
- gwoździec,
- roztwór azotanu(V) potasu KNO_3 o stężeniu ok. 5%.

Przebieg doświadczenia: na kartce papieru wykonujemy napis lub rysunek (uważając, aby wszystkie części grafiki były ze sobą połączone) za pomocą roztworu KNO_3 , a następnie suszymy arkusz. W płomieniu palnika rozgrzewamy koniec gwoździa i przykładamy go do wybranego punktu napisu.

Obserwacje: od miejsca przyłożenia gwoździa rozchodzi się żarząca ścieżka, która stopniowo ujawnia cały rysunek.

Wnioski: pociągnięte roztworem KNO_3 fragmenty papieru zwęglają się pod wpływem utleniacza, natomiast inne części kartki pozostają bez zmian. Zamiast azotanu(V) potasu można użyć azotanu(V) sodu NaNO_3 lub chloranu(V) potasu KClO_3 (tej ostatniej substancji lepiej unikać ze względu na jej wybuchowe właściwości).

Uwagi metodyczne: doświadczenie jest bardzo efektowne, ale tworząc rysunek należy bardzo starannie połączyć wszystkie jego elementy – w przeciwnym razie część ukrytej grafiki nie zostanie ujawniona. Punkt startowy, do którego przykładamy rozgrzany koniec gwoździa, warto zaznaczyć w moż-

liwie dyskretny sposób. Ponadto nie stosujemy zbyt skoncentrowanego roztworu substancji utleniającej (wystarczy stężenie wynoszące ok. 5%). W przypadku nadmiaru saletry lub chloranu istnieje niebezpieczeństwo zapłonu papieru, a raczej nie chcemy w taki sposób „uatrakcyjnić” pokazu.



Fot. 10. Do kartki papieru z napisem sporządzonym roztworem azotanu(V) potasu przykładamy rozgrzaną główkę gwoździa. Od tego miejsca rozprzestrzenia się żarząca ścieżka (1), która ujawnia ukrytą treść (2)

Wszystkie zaproponowane eksperymenty nadają się do samodzielnego wykonania przez uczniów. Oczywiście próby z użyciem profesjonalnych odczynników chemicznych muszą być prowadzone pod nadzorem nauczyciela i po przeszkoleniu w zakresie laboratoryjnego BHP. Niektóre atramenty sympatyczne są substancjami dostępnymi w kuchni, zatem przeprowadzenie wybranych prób można zlecić jako pracę domową. Zaprezentowane doświadczenia pozwalają również zrealizować kilka punktów podstawy programowej kształcenia w zakresie chemii: [7]

- korzystanie z chemicznych tekstów źródłowych, ze szczególnym uwzględnieniem Internetu (poszukiwanie przepisów na atramenty sympatyczne);

- bezpieczne posługiwanie się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi;
- projektowanie i przeprowadzanie doświadczeń chemicznych;
- posługiwanie się tabelą rozpuszczalności soli i wodorotlenków;
- stosowanie wskaźników kwasowo-zasadowych do określania odczynu roztworu;
- posługiwanie się zdobytą wiedzą chemiczną w życiu codziennym.

Pokazy z użyciem atramentów sympatycznych są przykładem doświadczeń, w których ciekawe efekty możemy otrzymać bardzo skromnymi i łatwo dostępnymi środkami, ponieważ odczynniki do ich przeprowadzenia są dostępne w naszym otoczeniu. Samodzielnie wykonywane, atrakcyjne eksperymenty są również doskonałym

sposobem zainteresowania chemią (przedmiotem cieszącym się – nie ma co ukrywać – umiarkowaną popularnością) naszych uczniów i w efekcie osiągnąć znacznie lepsze wyniki nauczania.

mgr Iwona Orlińska

I Liceum Ogólnokształcące im. KEN w Końskich

Literatura:

- [1] Sękowski S., *Ciekawe doświadczenia*, PZWS, Warszawa, 1970, s. 90–97
- [2] Lipiec T., Szmal Z.S., *Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej*, PZWL, 1980
- [3] Roesky H.W., Möckel K., *Niezwykły świat chemii*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa, 1998, s. 94–96
- [4] *Ibid.*, s. 92–93
- [5] Pluciński T., *Doświadczenia chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa, 1997, s. 31–32
- [6] Sękowski S., *Ciekawe doświadczenia*, PZWS, Warszawa, 1970, s. 48–52, 87–89
- [7] Załącznik nr 4. do Rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej z dnia 23 grudnia 2008r. w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego o raz kształcenia ogólnego w poszczególnych typach szkół (Dz.U. z 2009 r. nr 4; poz. 17), s. 145–161

KONKURS!

Przypominamy Państwu o naszym konkursie na
projekt edukacyjny

dla uczniów klas pierwszych liceum ogólnokształcącego
(nowa podstawa programowa obowiązująca od 1 września 2012 r.).

Projekt powinien dotyczyć jednego spośród trzech filarów
nowej podstawy programowej wybranych przez Redakcję:

- ❖ *Chemia środków czystości*
- ❖ *Paliwa – obecnie i w przyszłości*
- ❖ *Chemia opakowań i odzieży*

Przygotowany przez Państwa projekt powinien uwzględniać tytuł pracy, czas jej trwania, cele, plan pracy, rodzaje przedsięwzięć i formy ich realizacji oraz zwięzły zarys teoretyczny omawianego zagadnienia.

Dodatkowe wskazówki dotyczące projektu zostaną umieszczone na naszej stronie:
<https://www.facebook.com/ChemiaWSzkole>

Prace konkursowe, opracowane przez pojedyncze osoby (w dwóch egzemplarzach i w formie elektronicznej na płycie CD lub DVD; tekst jako dokument tekstowy (plik z rozszerzeniem .doc lub .docx); grafika, wykresy, zdjęcia w formacie .jpg (lub .png i .bmp) o rozdzielczości 300 dpi lub większej należy opatrzyć godłem (wybrany przez Państwa znak graficzny). Analogiczne godło należy umieścić na zaklejonej kopercie, zawierającej dane personalne (imię i nazwisko, miejsce pracy i adres e-mail).

Termin nadsyłania prac konkursowych – 15 listopada 2013 r.

Projekt należy przesłać na adres:
Redakcja czasopisma „Chemia w Szkole”
Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o.
01-194 Warszawa, ul. Młynarska 8/12

**Na autorów
najciekawszych prac
czekają nagrody:**

- I nagroda – 1000 zł,
- II nagroda – 750 zł,
- III nagroda – 500 zł.

Tylko u nas przeczytacie w 2014 r.

Chemia biologiczna i farmaceutyczna

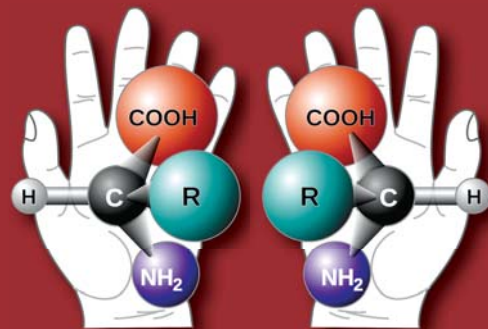
Funkcje medyczne leków i biomolekuł
Znaczenie izomerii optycznej w chemii medycznej
Synteza asymetryczna w chemii organicznej

Propozycje projektów edukacyjnych
dla gimnazjalistów i uczniów
klas pierwszych „nowego liceum”

Propozycje ciekawych doświadczeń lekcyjnych

Zadania teoretyczne, próbne arkusze gimnazjalne i maturalne
Zadania eksperymentalne dla licealistów i gimnazjalistów

Recenzje podręczników i zbiorów zadań



 **PRENUMERATA
2014**

I. PRENUMERATA ZA POŚREDNICTWEM WYDAWCY

Zamawiając **roczną prenumeratę** za pośrednictwem wydawcy, otrzymujecie Państwo **rabat w wysokości 5% od ceny czasopisma.**

Prenumeratę za pośrednictwem Wydawcy można zamówić:

■ **przez Internet**, zakładka „Prenumerata” na stronie www.edupress.pl

i w sklepie internetowym www.raabe.com.pl

■ **e-mailem**: prenumerata@raabe.com.pl; ■ **telefonicznie**, pod numerem (22) 244 84 11;

■ **faksem**, z dopiskiem „Prenumerata”, fax: (22) 244 84 10; ■ **listownie**, pod adresem: Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o., ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa

Tytuł	Liczba wydań (I i II półrocz)	Cena prenumeraty rocznej	Cena prenumeraty w I półroczu
Miesięczniki			
Matematyka	11 (6+5)	203,50	111,00
Polonistyka	11 (6+5)	203,50	111,00
Wychowanie Fizyczne i Zdrowotne	11 (6+5)	247,50	135,00
Wychowanie w Przedszkolu z Dodatkiem Prawnym Nauczyciela i Dyrektora Przedszkola i plakatami dydaktycznymi	11 (6+5)	214,50	117,00
Życie Szkoły (dla nauczycieli klas 1–3) z plakatami dydaktycznymi	11 (6+5)	214,50	117,00
Dwumiesięczniki			
Biologia w Szkole z Przyrodą	6 (3+3)	129,00	64,50
Chemia w Szkole	6 (3+3)	129,00	64,50
Fizyka w Szkole z Astronomią	6 (3+3)	135,00	67,50
Geografia w Szkole	6 (3+3)	129,00	64,50
Wiadomości Historyczne z WOS	6 (3+3)	135,00	67,50
Kwartalnik			
Język Niemiecki	4 (2+2)	100,00	50,00

II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

1. RUCH SA – 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 7⁰⁰–17⁰⁰. 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 w wszystkich urzędach pocztowych lub u listonoszy, drogą elektroniczną: www.poczta-polska.pl. Infolinia w godz. 8⁰⁰–22⁰⁰: 801 333 444 (dla telefonów stacjonarnych) i 801 333 444 (dla telefonów komórkowych i z zagranicy).

III. NUMERY ARCHIWALNE W WERSJI ELEKTRONICZNEJ dostępne są w sklepie internetowym www.raabe.com.pl

IV. NUMERY ARCHIWALNE DRUKOWANE z lat 2012 i 2013, dostępne są w ograniczonym zakresie. Przed złożeniem zamówienia prosimy o kontakt pod adresem: prenumerata@raabe.com.pl

Zamów prenumeratę przez Internet
edupress.pl kiosk24.pl raabe.com.pl

Propozycja zadań

Elektrochemia ogniów i półogniów

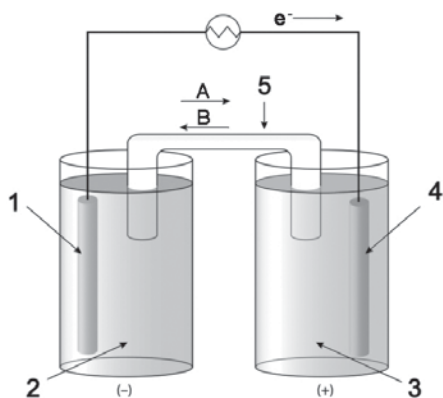
Kamil KAZNOWSKI

Przedstawione zadania z elektrochemii są zgodne z podstawą programową w zakresie rozszerzonym na poziomie liceum ogólnokształcącego obowiązującą do 2014 roku. Zadania trudniejsze, wykraczające poza standardy maturalne, poprzedzone zostały wstępem teoretycznym pomagającym uczniowi rozwiązać dane zagadnienie. Na końcu prezentowany jest również klucz odpowiedzi.

Wszystkie problemy matematyczne uczniów powinienn wykonać przy użyciu prostego kalkulatora, a potencjały standardowe półogniów odnaleźć w dostępnych mu tablicach chemicznych.

Zadanie 1.

Na podanym rysunku przedstawiającym model ogniwa Daniella podpisz strzałki oznaczone cyframi 1–5, wskazując elementy tworzące to ogniwo galwaniczne (elektrody, roztwory soli siarczanowych(VI), klucz elektrolityczny wypełniony roztworem K_2SO_4) oraz strzałki oznaczone literami (A, B), wskazując kierunki przepływu jonów w układzie.



Zadanie 2.

Dane są ogniwa zestawione z dwóch półogniów oraz potencjały standardowe tych półogniów względem standardowej elektrody wodorowej (przedstawione w dwóch tabelach):

	Półogniwo 1	E^0 [V]
A.	Cr $Cr^{3+}_{(aq)}$	-0,74
B.	Pt Cl_2 $Cl^-_{(aq)}$	+1,36
C.	Pt $Fe^{2+}_{(aq)}$, $Fe^{3+}_{(aq)}$	+0,77
D.	Pt $Sn^{2+}_{(aq)}$, $Sn^{4+}_{(aq)}$	+0,15
E.	Pt $Cr^{2+}_{(aq)}$, $Cr^{3+}_{(aq)}$	-0,42

	Półogniwo 2	E^0 [V]
A.	Ag $Ag^+_{(aq)}$	+0,80
B.	Pb $Pb^{2+}_{(aq)}$	-0,13
C.	Pt $Mn^{2+}_{(aq)}$, $MnO_4^-_{(aq)}$, $H^+_{(aq)}$	+1,50
D.	Pt H_2 $H^+_{(aq)}$	0,00
E.	Pt $H^+_{(aq)}$, $Cr^{3+}_{(aq)}$, $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$	+1,36

Dla każdego z ogniów:

- napisz schemat ogniwa (zgodnie z konwencją sztokholmską) z oznaczeniem znaków elektrod;
- zaznacz na schemacie kierunek przepływu prądu i elektronów w przewodzie łączącym elektrody;
- napisz równania reakcji półokwowych zachodzących, odpowiednio, na katodzie i anodzie w pracującym ogniwie;
- napisz sumaryczne równanie reakcji w pracującym ogniwie;
- oblicz standardową SEM ogniwa.

Zadanie 3.

Przeczytaj uważnie poniższe zdania i oceń ich prawdziwość, wpisując „P” przy zdaniu prawdziwym lub „F” przy zdaniu fałszywym.

W pracującym ogniwie cynowo-kadmowym (o potencjałach odpowiadających wartościom standardowym) masa blaszki cynowej maleje, natomiast masa blaszki kadmowej rośnie.	
W ogniwie zestawionym z półogniwa manganowego Mn $Mn^{2+}_{(aq)}$ i ołowiowego Pb $Pb^{2+}_{(aq)}$ (o potencjałach odpowiadających wartościom standardowym) funkcję anody pełni półogniwo manganowe.	
W ogniwie pracującym elektrony przepływają zewnętrznym przewodem od półogniwa o niższym potencjale do półogniwa o wyższym potencjale.	

Przykładem półogniwa gazowego odwracalnego względem kationu jest półogniwo chlorowe.	
Klucz elektrolityczny jest nieodłącznym elementem każdego ogniwa.	

Zadanie 4.

Dane są sumaryczne równania reakcji, przebiegających w trzech ogniwach:

- $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{Cr}_{(\text{aq})}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+}$
- $2\text{NO}_{2(\text{aq})}^- + \text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + 4\text{H}_{(\text{aq})}^+ \longrightarrow 2\text{NO} + \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Cu}$

Dla każdego z ogniw, nie korzystając z tablicowanych wartości potencjałów standardowych:

- napisz schemat ogniwa (zgodnie z konwencją sztokholmską) z oznaczeniem znaków elektrod,
- zaznacz na schemacie kierunek przepływu prądu i elektronów w przewodzie łączącym elektrody,
- napisz jonowo równania reakcji półokwowych zachodzących na katodzie i anodzie w pracującym ogniwie.

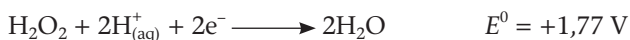
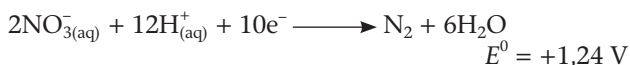
Zadanie 5.

Dowolne półogniwo może pełnić funkcję anody lub katody w zależności od drugiego półogniwa, z którym zostanie połączone w ogniwo pracujące.

Napisz schemat (zgodnie z konwencją sztokholmską) dwóch dowolnych ogniw, w których półogniwo kadmowe $\text{Cd} | \text{Cd}_{(\text{aq})}^{2+}$ pełnić będzie funkcję anody lub katody.

Zadanie 6.

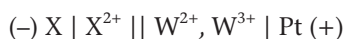
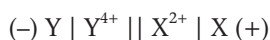
Dane są równania dwóch procesów elektrodowych oraz odpowiadające im standardowe potencjały elektrodowe:



Napisz schemat (zgodnie z konwencją sztokholmską) ogniwa zbudowanego z dwóch wskazanych półogniwi, wskaż katodę i anodę i zapisz sumaryczne równanie reakcji przebiegającej w pracującym ogniwie oraz SEM tego ogniwa w warunkach standardowych.

Zadanie 7.

Dane są schematy trzech ogniw galwanicznych zapisanych zgodnie z konwencją sztokholmską:



- Zapisz sumaryczne równania reakcji elektrodowych w każdym z ogniw.
- Uszereguj półogniwa, zapisując ich schematy (zgodnie z konwencją sztokholmską), zgodnie z ich rosnącym potencjałem elektrodowym.
- Na podstawie informacji z punktu b. wskaż, która z dwóch podanych niżej reakcji redoks jest możliwa do przeprowadzenia:



Informacja do zadań 8.–13.

Potencjał półogniwa zależy od różnych czynników, np. stężenia jonów w roztworze, w którym zanurzone są elektrody oraz temperatury. Potencjały półogniwi, które zestawiane są w szeregu napięciowym metali oraz w tabeli potencjałów półogniwi redoks to tzw. *standardowe potencjały półogniwi*. Oznacza to, że zostały wyznaczone względem standardowej elektrody wodorowej i przy stężeniach jonów w roztworach wodnych, w których zanurzono elektrody, wynoszących $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ oraz dla ciśnień cząstkowych gazów = 1 bar, na ogół dla temp. 25°C .

Potencjał półogniwa w warunkach innych niż standardowe ($c \neq 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $p \neq 1 \text{ bar}$) można obliczyć, korzystając z równania Nernsta:

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \cdot \ln \frac{[\text{utl}]}{[\text{red}]}$$

E to potencjał niestandardowy półogniwa [V], E^0 to potencjał standardowy półogniwa [V], R – stała gazowa ($R = 83,14 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), T – temperatura wyrażona w kelwinach, z – liczba elektronów wymienianych w procesie redoks, F – stała Faradaya ($F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$), natomiast [utl] i [red] to stężenia molowe formy utlenionej i zredukowanej będących składowymi badanego półogniwa.

Przy założeniu $T = 25^\circ\text{C}$ równanie Nernsta przyjmuje postać:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \log \frac{[\text{utl}]}{[\text{red}]}$$

Zadanie 8.

Oblicz potencjał półogniwa miedziowego $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$, jeżeli wiesz, że blaszka miedziana została zanurzona w roztworze wodnym soli miedzi(II), w którym stężenie jonów Cu^{2+} wynosiło $0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Potencjał standardowy półogniwa $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ wynosi $0,340 \text{ V}$.

Zadanie 9.

Proste ogniwa stężeniowe są zbudowane z dwóch półogniwi tego samego typu, np. dwóch półogniwi kobaltowych $\text{Co} | \text{Co}_{(\text{aq})}^{2+}$ o takim samym potencjale

standardowym ($E^0 = -0,28$ V). Warunkiem przepływu prądu w takim ogniwie jest konieczność zanurzenia blaszek kobaltowych w wodnych roztworach soli kobaltu(II) o różnych stężeniach molowych.

Wiedząc, że połączono ze sobą dwa półogniwa kobaltowe o stężeniach jonów wynoszących, odpowiednio, $0,100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ w jednym naczyniu i $0,001 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ w drugim, ustal, które półogniwo pełniło funkcję anody, a które katody oraz:

- zapisz schemat ogniwa w konwencji sztokholmskiej,
- zapisz równania reakcji elektrodowych,
- oblicz SEM ogniwa pracującego w warunkach pomiaru.

Zadanie 10.

SEM ogniwa cynowo-cynkowego pracującego w warunkach niestandardowych wynosi $+0,55$ V. Wiedząc, że elektroda cynkowa zanurzona była w wodnym roztworze soli cynku o stężeniu $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, oblicz stężenie wodnego roztworu soli cynowej(II), w którym zanurzona była blaszka cynowa. Eksperyment wykonano w temperaturze 25°C . Potencjały standardowe półogniwa cynowego w tej temperaturze $E_1^0 = -0,140$ V, natomiast dla półogniwa cynkowego $E_2^0 = -0,760$ V.

Zadanie 11.

Potencjał elektryczny pewnej elektrody wykonanej z metalu zanurzonego w wodnym roztworze swojej soli $\text{Me}(\text{NO}_3)_3$ o stężeniu $0,01 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ osiąga wartość $-1,70$ V względem elektrody wodorowej. Zidentyfikuj metal, o którym mowa w zadaniu na podstawie odpowiednich obliczeń i danych w szeregu napięciowym metali.

Zadanie 12.

Oblicz potencjały półogniw redoks w temperaturze 25°C , jeżeli znane są wartości stężeń wodnych roztworów soli oraz standardowe potencjały tych półogniw w tej temperaturze:

Schemat półogniwa	Stężenie [$\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$]	E^0 [V]
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \mid \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$	$[\text{Fe}^{2+}] = 0,100$ $[\text{Fe}^{3+}] = 1,000$	$-0,440$
$\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+} \mid \text{Pb}_{(\text{aq})}^{4+}$	$[\text{Pb}^{2+}] = 0,010$ $[\text{Pb}^{4+}] = 0,001$	$-0,940$

Zadanie 13.

Skonstruowano ogniwo stężeniowe z dwóch półogniw wodorowych. Stężenie kwasu solnego w pierwszym roztworze wynosiło $1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, natomiast w drugim roztworze – $0,001 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$. Temperatura wynosiła 25°C , a ciśnienie gazowego wodoru pozostawało równe 1 bar.

- oblicz potencjały półogniw przy podanych stężeniach roztworów, a następnie zidentyfikuj katodę i anodę;
- napisz schemat ogniwa (zgodnie z konwencją sztokholmską) z oznaczeniem znaków elektrod;
- zaznacz na schemacie kierunek przepływu prądu i elektronów w obwodzie zewnętrznym;
- oblicz SEM ogniwa dla podanych stężeń roztworów.

Zadanie 14.

W trakcie pracy ogniwa cynkowo-srebrowego (o jednakowych początkowych stężeniach soli w obu półogniwach) masa elektrody srebrnej zmieniła się o $0,1$ g. Jak zmieniła się i o ile gramów w tym samym czasie masa elektrody cynkowej?

Zadanie 15.

Ile gramów miedzi wydzielilo się na płytce wykonanej z żelaza oraz ile gramów żelaza roztworzyło się i przeszło do roztworu w postaci jonów żelaza(II), jeżeli płytkę żelazną zanurzono w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II), a masa płytki zwiększyła się o 1 g?

Informacja wprowadzająca do zadania 16. i 17.

Ilość ładunku [C] przepływającego przez przewodnik można obliczyć z iloczynu natężenia zmierzonego prądu [A] i czasu trwania procesu [s]:

$$Q = I \cdot t.$$

Zadanie 16.

Oblicz średnie natężenie prądu, jaki przepłynął przez opornik łączący półogniwo cynkowe z magnetyzującym, jeżeli masa blaszki magnetyzującej zmalała o $0,005$ g w ciągu 5 minut pracy ogniwa.

Zadanie 17.

Oblicz czas pracy ogniwa manganowo-olowiowego, jeżeli masa blaszki ołowiowej wzrosła o $0,01$ g, a zmierzony średni prąd płynący w obwodzie miał wartość $0,1$ A.

Zakładamy, że zredukowane jony ołowiu(II) całkowicie osadzają się na powierzchni elektrody w postaci metalicznego ołowiu.

Zadanie 18.

Oblicz ładunek, jaki przepłynął przez ogniwo cynkowo-miedziowe, jeżeli masa blaszki cynkowej zmalała o $0,1$ g. O ile wzrosła masa blaszki miedzianej?

Zadanie 19.

Korozja elektrochemiczna przedmiotów stalowych jest wieloetapowym procesem tworzenia się tzw. rdzy na powierzchniach niechronionych przedmiotów zawierających metaliczne żelazo. Proces niszczenia zapoczątkowany jest przez wytworzenie się mikroogniw na

stalowych powierzchniach w wilgotnym środowisku bogatym w tlen.

Zapisz jonowe równania reakcji a – c oraz cząsteczkowe równania reakcji d – e dla stopniowego tworzenia się głównych składników rdzy zgodnie z podanymi niżej wskazówkami:

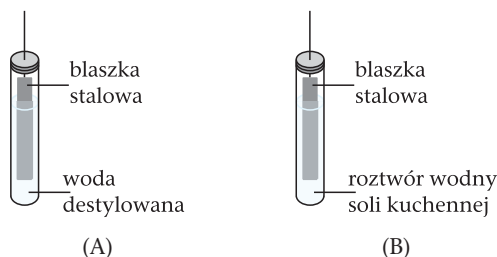
- katodowa redukcja tlenu cząsteczkowego w obecności wody,
- anodowe utlenianie żelaza do kationu żelaza zawierającego cztery niesparowane elektrony na orbitalu 3d,
- reakcja łączenia się produktów reakcji **a.** i **b.** w trudnorozpuszczalny, białozielony związek chemiczny,
- utlenianie produktu reakcji **c.** w obecności tlenu i wilgoci do trudnorozpuszczalnego, rdzawego związku chemicznego,
- rozkład (dehydratacja) produktu reakcji **d.**

Zadanie 20.

Poniżej przedstawione zostały dwa zestawy doświadczeń, które miały na celu wskazać, jakie czynniki mogą przyspieszać korozję elektrochemiczną, a które z nich ją hamują. W probówkach oznaczonych literami A i B umieszczone zostały stalowe blaszki, których nie pokryto uprzednio żadną warstwą ochronną. W probówkach C i D blaszki stalowe są chronione, jednak warstwa ochronna została celowo uszkodzona.

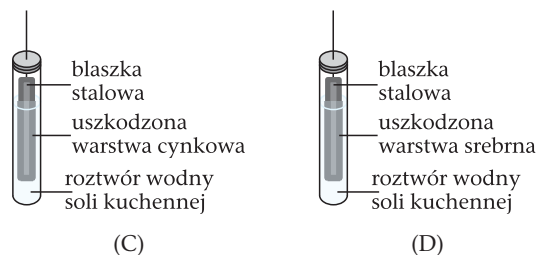
Wybierz po jednym z wniosków dla każdego z zestawów, które najlepiej opisują szybkość korozji elektrochemicznej.

Zestaw I



- Szybkość korozji jest większa w próbówce (A), ponieważ woda destylowana nie zawiera jonów, które mogłyby ulegać konkurencyjnym reakcjom redoks do tych, które zachodziłyby na powierzchni stalowej blaszki.
- Szybkość korozji jest większa w próbówce (B), ponieważ obecność jonów w roztworze wodnym sprzyja korozji, umożliwiając transport ładunków pomiędzy tworzącymi się mikroogniwami na powierzchni stalowej blaszki.
- Szybkość korozji jest jednakowa w obu naczyniach, ponieważ woda destylowana i roztwór wodny obojętnego elektrolitu nie wpływają na zwiększenie lub zmniejszenie szybkości korozji stalowych przedmiotów.

Zestaw II



- Szybkość korozji jest większa w naczyniu (C), ponieważ uszkodzona ochronna warstwa cynkowa wymusza katodową reakcję redukcji żelaza, z uwagi na to, że cynk jest metalem bardziej aktywnym chemicznie (jest położony wyżej od żelaza w szeregu napięciowym metali) i w parze z żelazem, które jest głównym składnikiem przedmiotów stalowych, będzie wymuszała szybką korozję przedmiotu.
- Szybkość korozji jest większa w naczyniu (D), ponieważ uszkodzona ochronna warstwa srebrna wymusza anodową reakcję utleniania żelaza, z uwagi na to, że srebro jest metalem mniej aktywnym chemicznie (jest położone niżej od żelaza w szeregu napięciowym metali) i w parze z żelazem, które jest głównym składnikiem przedmiotów stalowych, będzie wymuszało szybką korozję przedmiotu.
- Szybkość korozji jest jednakowa w obu naczyniach, ponieważ mechaniczne uszkodzenie warstwy ochronnej powoduje całkowitą utratę jej skuteczności bez względu na to, z jakiego metalu została ona wykonana.

Odpowiedzi do zadań

Zadanie 1.

1 – Zn_(s); 2 – ZnSO_{4(aq)}; 3 – CuSO_{4(aq)}; 4 – Cu_(s); 5 – klucz elektrolityczny; A – kierunek przepływu kationów; B – kierunek przepływu anionów.

Zadanie 2.

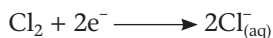
Ogniwo 1

- (–) Cr | Cr_(aq)³⁺ || Ag_(aq)⁺ | Ag (+)
- Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (–) do katody (+). Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (–).
- Cr → Cr_(aq)³⁺ + 3e[–]
Ag_(aq)⁺ + e[–] → Ag
- Cr + 3Ag_(aq)⁺ → Cr_(aq)³⁺ + 3Ag
- SEM = E_K⁰ – E_A⁰ = 1,54 V

Ogniwo 2

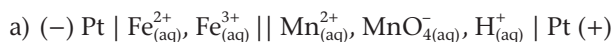
- (–) Pb | Pb_(aq)²⁺ || Cl_(aq)[–] | Cl₂ | Pt (+)

b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).

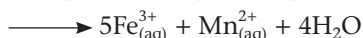
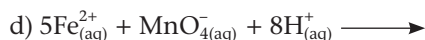
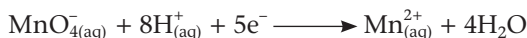
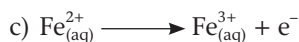


$$e) \text{SEM} = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = 1,49 \text{ V}$$

Ogniwo 3

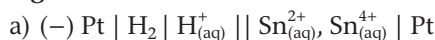


b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).

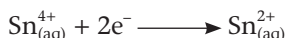
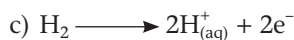


$$e) \text{SEM} = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = 0,73 \text{ V}$$

Ogniwo 4

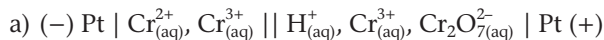


b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).

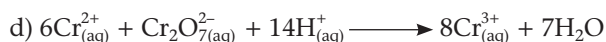
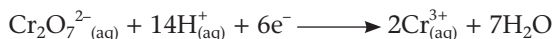
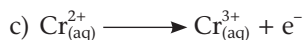


$$e) \text{SEM} = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = 0,15 \text{ V}$$

Ogniwo 5



b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).



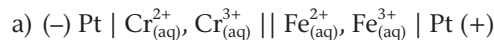
$$e) \text{SEM} = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = 1,78 \text{ V}$$

Zadanie 3.

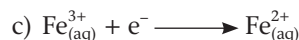
1 - E, 2 - P, 3 - P, 4 - E, 5 - F

Zadanie 4.

Ogniwo 1



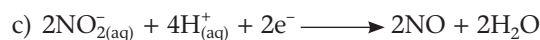
b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).



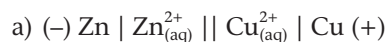
Ogniwo 2



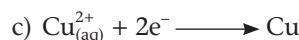
b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).



Ogniwo 3



b) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).
Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).



Zadanie 5.

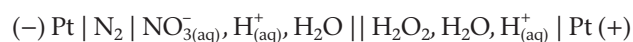
Półogniwo $\text{Cd} | \text{Cd}_{(\text{aq})}^{2+}$ w połączeniu z półogniwem, które w szeregu napięciowym metali ma niższy potencjał standardowy, będzie pełniło funkcję katody, np.:



Półogniwo $\text{Cd} | \text{Cd}_{(\text{aq})}^{2+}$ w połączeniu z półogniwem, które ma wyższy potencjał standardowy od niego, będzie pełniło funkcję anody, np.:

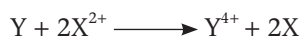


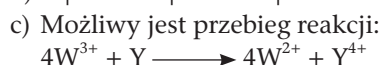
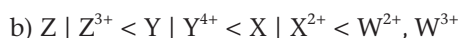
Zadanie 6.



$$\text{SEM} = E_{\text{K}}^0 - E_{\text{A}}^0 = 0,53 \text{ V}$$

Zadanie 7.



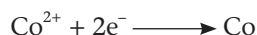
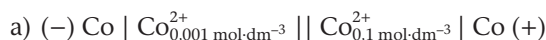


Zadanie 8.

$$E = 0,340 + \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,001}{1}$$

$$E = 0,252 \text{ V}$$

Zadanie 9.



c) $E = -0,28 + \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,1}{1} = -0,310 \text{ V}$

półogniwo pełniące funkcję katody

$$E = -0,28 + \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,001}{1} = -0,369 \text{ V}$$

półogniwo pełniące funkcję anody

$$\text{SEM} = E_K^0 - E_A^0 = 0,059 \text{ V}$$

Zadanie 10.

$$E_{\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}} = E_A = -0,79 \text{ V}$$

$$E_{\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}} = E_K = -0,24 \text{ V}$$

$[\text{Sn}^{2+}] = 10^{-3,4} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ (lub $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ po obliczeniu na kalkulatorze naukowym).

Zadanie 11.

$E^0 = -1,66 \text{ V}$ (w szeregu napięciowym metali odnajdujemy półogniwo, któremu przypisany jest obliczony potencjał – szukany metal jest glin). Uczeń odnajduje półogniwo w tablicach maturalnych lub dowolnym szeregu napięciowym, którym dysponuje.

Zadanie 12.

$$E_{\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}^{3+}} = -0,381 \text{ V}$$

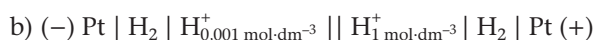
$$E_{\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}^{4+}} = -0,970 \text{ V}$$

Zadanie 13.

a) $E_{\text{H} | \text{H}^+} = -0,18 \text{ V}$ (dla $c = 0,001 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$)

$$E_{\text{H} | \text{H}^+} = 0 \text{ V}$$
 (dla $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$)

Funkcję anody pełni półogniwo o potencjale $-0,18 \text{ V}$.
 Funkcję katody pełni półogniwo o potencjale $0,00 \text{ V}$.



c) Kierunek przepływu elektronów zewnętrznym przewodnikiem od anody (-) do katody (+).

Umowny kierunek przepływu prądu w zewnętrznym przewodniku od katody (+) do anody (-).

d) $\text{SEM} = E_K - E_A = 0,18 \text{ V}$

Zadanie 14.



Roztworzeniu się 65 g metalicznego cynku towarzyszy wydzielenie się 216 g metalicznego srebra, stąd wydzieleniu się 0,10 g srebra towarzyszy roztworzenie 0,03 g cynku.

Masa elektrody cynkowej powinna zmniejszyć się o około 0,03 g.

Zadanie 15.

Wydzieliło się około 0,85 g metalicznej miedzi.

Do roztworu przeszło około 0,75 g żelaza w postaci jonów żelaza(II).

Zadanie 16.

$$Q = 40,21 \text{ C}, t = 300 \text{ s}$$

Średnie natężenie prądu wynosiło około 0,13 A.

Zadanie 17.

$$Q = 9,32 \text{ C}, I = 0,1 \text{ A}$$

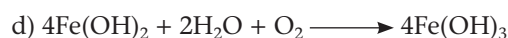
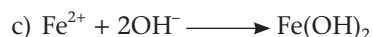
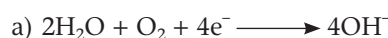
Przybliżony czas pracy ogniwa to około 93 sekund.

Zadanie 18.

$$Q = 296,9 \text{ C}$$

Masa blaszki miedzianej wzrosła o około 98 mg.

Zadanie 19.



Zadanie 20.

Zestaw 1 – wniosek II

Zestaw 2 – wniosek II

Potencjały standardowe zaczerpnięte z: S. Hejwowska i inni, *Chemia 3 – Zbiór zadań*, Operon, Gdynia 2005

Kamil Kaznowski

e-mail: k.kaznowski@raabe.com.pl

Wykresy rozpuszczalności soli w wodzie w praktyce szkolnej

Wiktorija SKUDLARSKA

Jedną z umiejętności, którą powinni się wykazać zdający maturę z chemii, jest rozwiązywanie problemów dotyczących rozpuszczalności substancji, w szczególności rozpuszczalności soli w wodzie. Arkusze maturalne zawierają zadania, w których zagadnienia te rozpatruje się, wykorzystując wykresy rozpuszczalności oraz pojęcie iloczynu rozpuszczalności.

Mimo faktu, że już w gimnazjum przygotowuje się uczniów do ilościowych interpretacji zjawiska rozpuszczalności [1], dla maturzystów to nadal problemy i pojęcia trudne.

W dziale „Metodyka i praktyka szkolna” *Chemii w Szkole* można znaleźć materiały pomocnicze dla nauczycieli [1], [2] zawierające zadania i opisy doświadczeń. Chciałabym uzupełnić je, proponując kilka możliwości wykorzystania wykresów rozpuszczalności do analizy wpływu niektórych procesów fizycznych na skład roztworów. Moim zdaniem, ułatwiają one licealistom przygotowującym się do matury utrwalenie tych zagadnień.

Analizę zagadnień związanych z rozpuszczalnością (usystematyzowanych w problemy I, II i III) przeprowadzimy na podstawie wykresu rozpuszczalności azotanu(V) srebra w wodzie, sporządzonego zgodnie z danymi z tablicy rozpuszczalności tej substancji [3].

Warto zwrócić uwagę uczniów na to, że definicja rozpuszczalności (cytuję wg [1]):

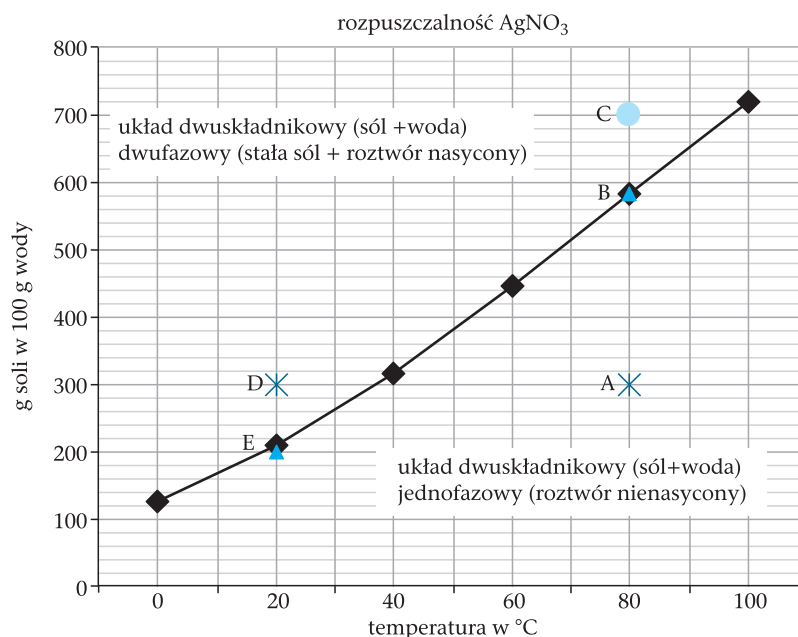
„Rozpuszczalnością substancji nazywamy maksymalną liczbę gramów substancji, jaka rozpuszcza się w danej temperaturze w 100 g rozpuszczalnika (najczęściej rozpuszczalnikiem jest woda)” **nie jest jedynym sposobem informowania o składzie roztworu nasyconego.** Tak zdefiniowaną rozpuszczalność łatwo wyznaczyć doświadczalnie i w ten sposób są podawane wartości liczbowe rozpuszczalności substancji w tablicach. Jednak nawet w szkole, wykorzystując pojęcie iloczynu rozpuszczalności trudno rozpuszczalnych soli, mówimy o rozpuszczalności molowej (oznaczanej czasem symbolem R [2], a czasem symbolem S [4]). W praktyce często jest wygodne podawanie składu roztworu poprzez zawartość substancji w określonej ilości roztworu (stężenia procento-

we i molowe), czasem jeszcze inaczej, np. w analityce medycznej, chemii spożywczej albo gdy substancją rozpuszczoną jest gaz.

Problem I

We wszystkich analizowanych przypadkach (a, b, c) problemu I w układzie i w poszczególnych roztworach jest **stała ilość wody**. W przypadkach **b)** i **c)** nie ma wymiany masy między układem a otoczeniem. Skład układu w tych przypadkach jest stały, różne są składy roztworów (masy soli rozpuszczonej w 100g wody) i różne masy stałej soli.

a) Układ o temperaturze 80°C zawiera 100 g wody i 300 g azotanu(V) srebra. Składowi układu odpowiada na wykresie punkt A, roztwór jest nienasycony. Je-

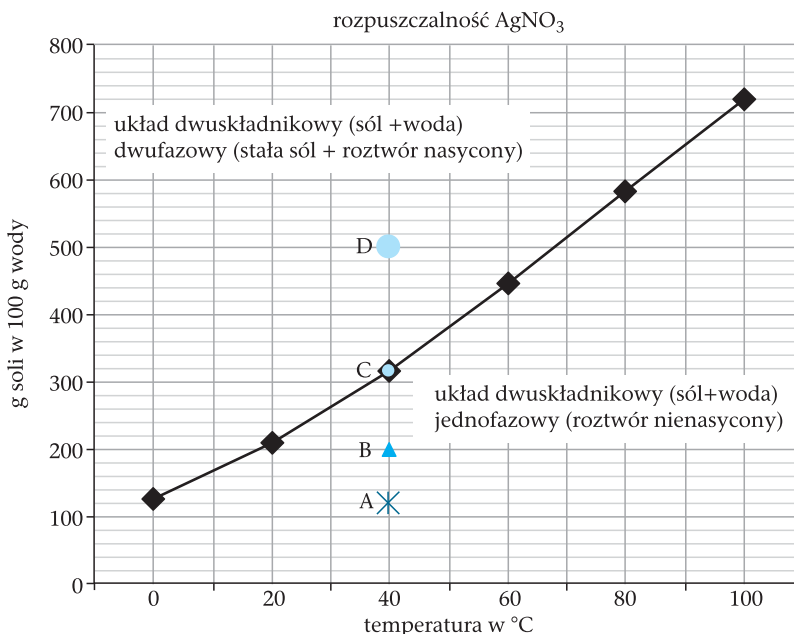


Rys. 1. Wykres rozpuszczalności AgNO_3 – ilustracja problemu I

żeli do tego roztworu będziemy dodawać kolejne porcje stałego AgNO_3 , skład roztworu przesunie się w kierunku punktu B.

Z położenia tego punktu na linii ilustrującej skład roztworu nasyconego jako funkcji jego temperatury odczytujemy, że maksymalna ilość AgNO_3 , którą można rozpuścić w temperaturze 80°C w 100 g wody, to 580 g.

- b) Gdyby mieszaninę przedstawioną na wykresie w punkcie A (temp. 80°C , roztwór nienasycony) oziębić do temperatury 20°C , to wydzieli się z roztworu część soli w formie stałych kryształów (potocznie mówi się o wykrystalizowaniu soli). Stan układu przedstawia na wykresie punkt D. Zgodnie z obserwacją, układ stanie się dwufazowy. Z wykresu można odczytać, że w równowadze z roztworem nasyconym o składzie odczytanym na wykresie w punkcie E (100 g wody i 200 g rozpuszczonej w tej wodzie soli) znajduje się 100 g wykrystalizowanej soli.
- c) Po zmieszaniu 700 g AgNO_3 i 100 g wody w temperaturze 80°C rozpuści się tylko część soli. Skład tego układu przedstawia punkt C. Zgodnie z obserwacją (pewna ilość soli nie rozpuści się), punkt ten po-



Rys. 2. Wykres rozpuszczalności AgNO_3 – ilustracja problemu II

zony jest w obszarze mieszanin dwufazowych. Z wykresu można odczytać, że w równowadze z roztworem nasyconym (100 g wody i rozpuszczone 580 g soli; punkt B) pozostaje 120 g stałego AgNO_3 .

Problem II

Przygotowujemy mieszaninę 100 g wody i 120 g azotanu(V) srebra.

Skład układu w temperaturze 40°C przedstawia punkt A. Układ

jest jednofazowy, roztwór nienasycony. Utrzymując temperaturę 40°C , odparowujemy z układu wodę.

W odróżnieniu od problemu I ilość wody w układzie zmniejsza się. **Masa soli w układzie jest stała!**

Dla analizy takiego problemu są istotne:

- stosunek masy soli do masy wody w układzie (rosnący podczas odparowywania wody),
- masa układu (malejąca).

W tym miejscu należy uczniom przypomnieć, że wykres wykonano dla rozpuszczalności wyrażonej

Tabela 1.

	Masa odparowanej wody	Masa układu	Rzeczywisty stosunek masa soli : masa wody	Odczytany z wykresu stosunek masa soli : masa wody	Uwagi i obserwacje
Punkt A	0 g	220 g	$\frac{120}{100} = 1,2:1$	$\frac{120}{100} = 1,2:1$	roztwór nienasycony
Punkt B	40 g	180 g	$\frac{120}{60} = 2:1$	$\frac{200}{100} = 2:1$	roztwór nienasycony
Punkt C	60 g	160 g	$\frac{120}{40} = 3:1$	$\frac{300}{100} = 3:1$	roztwór nasycony o składzie jak w p. C
Punkt D	76 g	144 g	$\frac{120}{24} = 5:1$	$\frac{500}{100} = 5:1$	układ dwufazowy stała sól + roztwór nasycony o składzie jak w p. C

jako ilość substancji rozpuszczonej w 100 g wody. Podczas odparowywania ilość wody w układzie zmniejsza się, wobec tego korzystanie z analizy stanu układu i składu roztworów na podstawie wykresu wymaga przeliczenia rzeczywistego składu roztworu na 100 g wody.

Tabela 1. przedstawia ilościową analizę zmian zachodzących w tym układzie podczas izotermicznego odparowywania wody, czyli zateżenia roztworu.

W niektórych przypadkach jest wygodnie analizować stosunek masy soli do masy układu (w przypadku roztworu nasyconego będzie to równoznaczne ze stosunkiem masy soli do masy roztworu).

W omawianym przykładzie: **Punkt C znajduje się na linii składu roztworu nasyconego. W temperaturze 40°C stosunek masy rozpuszczonej soli do masy roztworu nasyconego wynosi 3:4.**

Dla sytuacji przedstawionej w punkcie D masę stałej soli i masę roztworu nasyconego można obliczyć następująco:

- Masa roztworu nasyconego: x
- Masa stałej soli: y
- Masa soli w roztworze nasyconym stanowi $3/4$ masy roztworu (pkt C)

Z układu równań:

$$x + y = 144 \text{ g (1)}$$

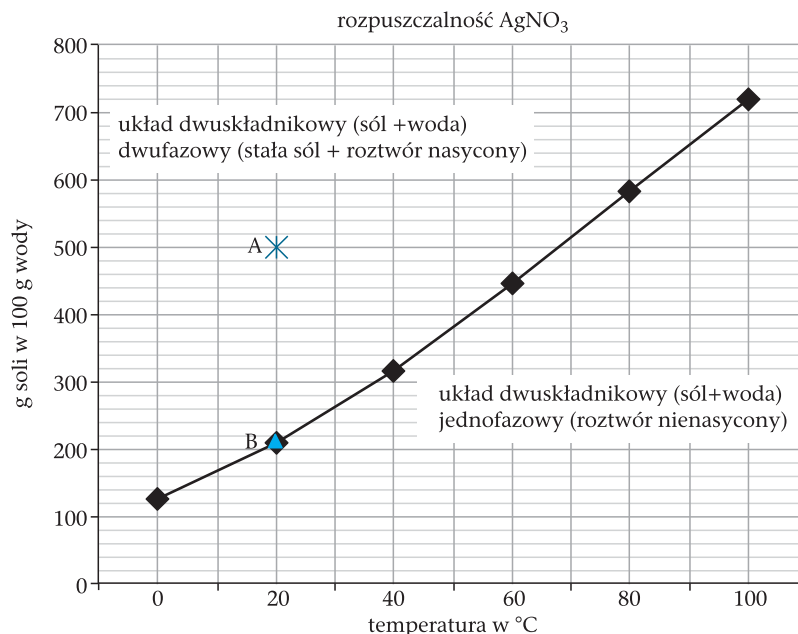
$$0,75x + y = 120 \text{ g (2)}$$

otrzymujemy:

- **masa nasyconego roztworu:** $x = 96 \text{ g}$ (w nim 72 g rozpuszczonej soli),
- **masa stałej soli:** $y = 48 \text{ g}$.

Problem III

Przygotowano mieszaninę 100 g wody i 500 g azotanu(V) srebra w temperaturze 20°C. Skład układu przedstawia punkt A. Układ jest dwufazowy, 300 g soli nie rozpuściło się i jest w równowadze z 300 g roztworu nasyconego (złożonego z 200 g rozpuszczonej soli i 100 g wody, punkt B).



Rys. 3. Wykres rozpuszczalności AgNO_3 – ilustracja problemu III

- Podgrzanie roztworu do temperatury powyżej 70°C spowoduje rozpuszczenie całej soli (w miarę podgrzewania pkt. A przesuwają się poziomo w kierunku linii składu roztworu nasyconego).
- Dodawanie wody do układu o temperaturze 20°C spowoduje wzrost masy układu, rozpuszczanie kolejnych porcji soli aż do uzyskania składu układu odpowiadającego punktowi B, tzn. rozpuszczalności AgNO_3 w tej temperaturze. Stosunek masy soli do masy wody w roztworze nasyconym w tej temperaturze wynosi 2:1. Do przygotowanego układu należy więc dolać co najmniej 150 g wody, aby dwufazowa mieszanina przekształciła się w jednorodny roztwór nienasycony (w nim 500 g soli i co najmniej 250 g wody).

Proponowane powyżej podejście umożliwi maturzystom przypomnienie i lepsze zrozumienie takich pojęć, jak: układ, faza, stan układu, skład układu, skład roztworu oraz takich procesów fizycznych jak odparowanie, zateżenie, krystalizacja, wytrącanie soli z roztworu, rozcieńczenie itp. Terminy te, oczywiście dla chemików i nauczycieli, nie są wcale oczywiście dla uczniów. Do-

brze byłoby o tym pamiętać i często używać tych terminów na lekcjach, aby oswoić uczniów z nimi.

Analiza kolejnych proponowanych powyżej przykładów uświadamia uczniom, że **roztwór nasycony to w większości przypadków roztwór znajdujący się w równowadze z fazą stałą (nierozpuszczoną solą)**. Znacznie ułatwi to zrozumienie problemów dotyczących iloczynu rozpuszczalności.

Łatwiej byłoby też uczniom zrozumieć te zagadnienia, gdybyśmy konsekwentnie stosowali indeksy dolne „(s)” i „(aq)” w równaniach reakcji chemicznych (jak np. w podręczniku K. Pazdry cz. II *Chemia fizyczna* [4] i tak, jak w równaniach termochemicznych w podręczniku R. Hassy i innych *Chemia cz. 1* [5], a nie tylko przy wzorach umieszczanych w schematach doświadczeń (jak np. w artykule zamieszczonym w numerze 2/2013 w *Chemii w Szkole* [2]).

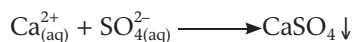
Celowe byłoby zapisanie reakcji zachodzącej w zlewce 1 z doświadczenia 1 opisanego w powyższym artykule w postaci:



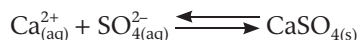
Tak zapisane równanie opisuje stan zawiesiny siarczanu(VI)

wapnia w zlewce 1 i pozwala na dalsze rozważania prowadzące do pojęcia iloczynu rozpuszczalności. Nie widzę powodu, dla którego zapis równania reakcji z indeksami wskazującymi na stan skupienia bywa ograniczany do równań termochemicznych. Wymaganie od uczniów zapisu z indeksami dolnymi pozwala im na szybsze skojarzenie reakcji z obserwacjami i chroni przed błędnymi zapisami reakcji dysocjacji soli (mocnych elektrolitów) z dwiema strzałkami.

Analogicznie, reakcja opisująca doświadczenie 2 powinna być zapisana następująco:



co jest zgodne z obserwacją wytrącającego się osadu, lub (a właściwie **również**) w postaci:



Ten zapis ilustruje, że układ jest w stanie równowagi. W roztworze nad wytrąconym osadem znajdują się jony wapniowe i siarczanowe w ilości wynikającej z iloczynu rozpuszczalności.

Uwaga ta dotyczy wszystkich reakcji w cytowanym artykule [2]. W części teoretycznej, zadaniach i odpowiedziach mamy do czy-

nienia z solami trudno rozpuszczalnymi, o czym przypominamy uczniom, stosując indeksy dolne.

dr inż. Wiktoria Skudlarska
emerytowany nauczyciel chemii

Literatura:

- [1] Markiewicz B., *Zadania dotyczące roztworów w gimnazjum*, „Chemia w Szkole” nr 4, 2002, s. 201–203
- [2] Kaznowski K., *Rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnych*, *Chemia w Szkole* nr 2, 2013, s. 30–34
- [3] Mizerski W., *Tablice Chemiczne*, Adamantan, Warszawa 1997, s. 183
- [4] Pazdro K.M., *Część II Chemia fizyczna*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 2009, s. 101
- [5] Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., Sulkowski W., *Chemia – podręcznik i zbiór zadań w jednym*, Wydawnictwo M. Rożak, Gdańsk 2002, s. 245

W następnych numerach:

- Modele izomerów optycznych i cząsteczek biologicznie czynnych
- O niebezpieczeństwach kuracji odchudzających
- 45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna
- Zadania powtórzeniowe i próbny arkusz maturalny

Zagadnienie występowania związków organicznych w postaci izomerów optycznych jest bardzo istotne, nie tylko z punktu widzenia chemii, ale przede wszystkim z punktu widzenia procesów zachodzących w żywych organizmach. Problem ten może być z powodzeniem (w przystępny sposób) podany ogółowi uczniów. Można to osiągnąć, podając frapujące przykłady występowania antypodów optycznych wziętych z geometrii i życia codziennego, potem z chemii, w końcu z biochemii. W rezultacie uczniowie dowiadują się, że zjawisko izomerii optycznej występuje powszechnie, zarówno w technice i życiu codziennym, jak i w przyrodzie oraz dostrzegają jego istotność dla swojego życia. Poza tym mogą dostrzec złożoność, strukturę, piękno i logikę przyrody i świata.

O przykładach izomerów optycznych w chemii i biochemii będą mogli Państwo przeczytać w następnym numerze „Chemii w Szkole”.



(S)-talidomid (lek uspokajający) i (R)-talidomid (mutagen – czynnik wywołujący mutacje kwasów nukleinowych)

Sprawozdanie Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej z 59. Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym 2012/2013

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

W roku szkolnym 2012/2013 odbyła się 59. Olimpiada Chemiczna. Przygotowania do zawodów, tak jak w latach poprzednich, rozpoczęły się już w dniu uroczystości zakończenia 58. Olimpiady – rozdaniem laureatom i ich nauczycielom folderów z zadaniami wstępnymi. Zadania te zostały również zamieszczone na stronie internetowej Olimpiady Chemicznej i rozesłane do nauczycieli szkół niemających laureatów. W ten sposób zainteresowani udziałem w Olimpiadzie uczniowie mogli już wtedy rozpocząć realizację jej etapu wstępnego poprzez indywidualne rozwiązywanie zadań, uzupełnianie swoich wiadomości i umiejętności na podstawie zalecanej literatury oraz przy pomocy nauczycieli i starszych kolegów. Na podstawie wyników etapu wstępnego nauczyciele z 213 szkół zakwalifikowali 755 uczniów do etapu pierwszego (tab. 1).

Etap I odbył się 24 listopada 2012 r. w szesnastu miastach Polski, pod nadzorem komisji powołanych przez Komitety Okręgowe. Zawodnicy rozwiązywali 5 zadań teoretycznych. Na podstawie uzyskanych przez nich wyników Komitet Główny zakwalifikował do drugiego etapu 345 zawodników (tab. 1).

Etap II odbył się 1 i 2 lutego 2013 r. w 13 miejscowościach będących siedzibami Komitetów Okręgowych. Uczniowie mieli do rozwiązania 5 zadań teoretycznych oraz jedno zadanie laboratoryjne. Do finalnego,

III etapu Komitet Główny zakwalifikował 95 uczniów.

Zawody finałowe odbyły się 22 i 23 marca 2013 r. w Warszawie, przy czym zawody laboratoryjne – w pracowniach Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej, a zawody teoretyczne – w Auli Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego. Zawodnicy mieli do rozwiązania 5 zadań teoretycznych oraz 2 zadania laboratoryjne.

Po sprawdzeniu prac Komitet Główny wyłonił 31 laureatów i 7 wyróżnionych (tab. 2) oraz 4 reprezentantów Polski na 45. Olimpiadę Międzynarodową, która w tym roku odbyła się w Moskwie w dniach 15–23 lipca. Są to: Michał Magott, Piotr Wróbel, Tomasz Kudłacz i Paulina Mieldzioc, a zawodnikiem rezerwowym był Mateusz Szczygieł.

Wszystkie zadania (wraz z przykładowymi rozwiązaniami) z poszczególnych etapów zamieszczone są na naszej stronie internetowej <http://www.olchem.edu.pl>.

Uroczyste zakończenie Olimpiady, na które zaproszeni zostali laureaci i ich opiekunowie, miało miejsce 11 maja 2013 r. w Auli Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego. W uroczystości wzięło udział wielu znakomitych gości, którzy wspierali Komitet Główny zarówno w pracy, jak i współfinansując nagrody dla laureatów. Swoją obecnością zaszczylicili nas m.in.:

- p. Tadeusz Sławecki – Sekretarz Stanu w MEN,
- prof. dr hab. Marek Chmielewski – wiceprezes PAN,
- dyrektor Paweł Bielecki – przedstawiciel Zakładów Azotowych PUŁAWY,

- dr hab. Jacek Gregorowicz, prof. nadzwyczajny – zastępca dyrektora IChF PAN ds. naukowych,
- prof. dr hab. Sławomir Jarosz – dyrektor IChO PAN,
- dr hab. inż. Tadeusz Hofman, prof. PW – prodziekan Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej,
- prof. dr hab. Lechosław Łomozik z Wydziału Chemii Uniwersytetu Adama Mickiewicza w Poznaniu,
- prof. dr hab. Marek Krygowski (laureat wstępnej i pierwszej Olimpiady Chemicznej, które odbyły się jeszcze w Stalinogrodzie) – emerytowany pracownik Wydziału Chemii UW,
- mgr Małgorzata Żuber-Zielicz – radna M. St. Warszawy,
- dr Danuta Nakoneczna – założycielka m.in. Towarzystwa Szkół Twórczych,
- p. Artur Matejkowski, starszy specjalista w Departamencie Zwiększania Szans Edukacyjnych (DZSE) Ministerstwa Edukacji Narodowej.

Władze Wydziału Chemii UW reprezentowali: dziekan, prof. dr hab. Paweł Kulesza oraz prodziekan: prof. dr hab. Zbigniew Stojek, dr hab. Andrzej Kudelski i dr hab. Grzegorz Litwinienko, prof. UW.

W czasie uroczystości prof. dr hab. Jerzy Szydłowski, przewodniczący Komitetu Głównego Olimpiady, wręczył laureatom oraz ich nauczycielom (tab. 2) dyplomy i nagrody od Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej. Zwycięzca, Michał Magott otrzymał komputer przenośny, podobnie jak 10 kolejnych laureatów. Pozostali nagrodzeni zawodnicy otrzymali

Tabela 1. Zestawienie uczestników 59. Olimpiady Chemicznej w województwach w roku szkolnym 2012/2013

L.p.	Okręg	Liczba zawodników				
		I etap	II etap	finał	wyróżnienia	laureaci
1	Białostocki	24	13	4	0	1
2	Gdański	51	23	3	0	0
3	Katowicki	32	13	3	0	2
4	Kielecki	24	18	2	0	1
5	Krakowski	69	42	9	2	3
6	Lubelski	41	14	9	0	2
7	Łódzki	78	39	14	1	6
8	Poznański	57	21	4	1	0
9	Rzeszowski	50	26	9	0	4
10	Szczeciński	74	26	11	2	0
11	Toruński	54	26	6	1	1
12	Warszawski	122	50	14	0	7
13	Wrocławski	79	33	5	0	4
	Łącznie	755	344	93	7	31

iPody. Wszyscy laureaci otrzymali także książki подарowane przez Wydawnictwo Naukowe PWN, komplety pamiątkowych monet z wizerunkami zabytków Polski i sławnych Polaków oraz komiksowe wydawnictwo o Powstaniu Warszawskim.

Ponadto Wojciech Łyczak – od dziekana Wydziału Chemii UW, a Piotr Wróbel – od dziekana Wydziału Chemicznego PW, otrzymali kamery cyfrowe.

Nagrodę za najlepiej rozwiązane zadania z chemii fizycznej, od dyrektora IChF PAN, otrzymał Michał Magott. Za najlepiej rozwiązane zadania z chemii organicznej, nagrody od dyrektora IChO PAN otrzymali Mateusz Szczygieł i Michał Kopyt. Z kolei wydawnictwo Rebis nagrodiło Michała Gniewkiewicza i Witolda Kocika podręcznikami „Biologii” Campbella za najlepiej rozwiązane (w II i III etapie zawodów) zadania laboratoryjne.

Michał Kopyt, jako uczeń I klasy LO i zarazem najmłodszy laureat LIX Olimpiady Chemicznej, otrzymał ponadto ufundowaną

przez dziekana Wydziału Chemii UAM z Poznania nagrodę – kamerę cyfrową.

Nagrodę specjalną od przewodniczącego Komitetu Głównego otrzymał w tym roku, za szczególnie koleżeńską postawę, Jakub Skrzeczkowski. To jego właśnie dwaj finaliści wskazali jako osobę, która w szczególny sposób przyczyniła się do ich sukcesu w LIX Olimpiadzie Chemicznej. Jakub prowadził koło internetowe, pomagające w przygotowywaniu się uczniów do zawodów.

Wszyscy finaliści (nie tylko laureaci, ale także pozostali uczestnicy III etapu) otrzymali zaświadczenia, wystawiane przez Komitet Główny, a będące podstawą do skorzystania z odpowiednich uprawnień przy przyjmowaniu na I rok studiów wyższych oraz zwalniające z najwyższą notą z egzaminu maturalnego.

Wszyscy nauczyciele laureatów (poza skromnymi nagrodami pieniężnymi) otrzymali także książkę dr A. Galskiej-Krajewskiej i in. o wybitnym dydaktyku chemii

– Janie Harabaszewskim oraz „Encyklopedię drogową Europy” wydawnictwa PIĘTKA.

W tym roku (podczas uroczystości zakończenia) wyjątkowo nie mogliśmy przekazać nauczycielom folderu następnej olimpiady, ponieważ trwał jeszcze konkurs rozpisany przez MEN na organizację olimpiad w latach 2013–2016. Nie zapadła jeszcze wtedy decyzja, kto będzie organizatorem przyszłych edycji olimpiady i jaki będzie jej regulamin.

Terminarz jubileuszowej – 60. Olimpiady Chemicznej przedstawia się następująco:

- 25 października 2013 r. – zakończenie etapu wstępnego, rejestracja zawodników,
- 30 października 2013 r. – ostateczny termin przysyłania prac do Komitetów Okręgowych,
- I etap – 23 listopada 2013 r.,
- II etap – 31 stycznia i 1 lutego 2014 r.,
- III etap – 4 i 5 kwietnia 2014 r.

Przypominamy, że aby wziąć udział w LX Olimpiadzie Chemicznej, trzeba koniecznie zarejestrować

się drogą elektroniczną na stronie <http://www.olchem.edu.pl>. Rejestracja czynna będzie od 1 września do 25 października 2013 r.

Lista sponsorów, którzy przyczynili się do wzbogacenia zestawu nagród dla laureatów i wyróżnionych 59. Olimpiady Chemicznej:

1. Dyrektor Instytutu Chemii Fizycznej Polskiej Akademii Nauk

2. Dziekan Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

3. Dziekan Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej

4. Dziekan Wydziału Chemii Uniwersytetu Adama Mickiewicza w Poznaniu

5. Wydawnictwo Naukowe PWN, Dział Matematyki, Fizyki i Chemii

6. Zakłady Azotowe PUŁAWY

7. PKN ORLEN SA

8. Sigma Aldrich Sp. z o.o.

9. Synthos SA

10. Mondi Świecie SA

11. Wydawnictwo kartograficzne PIĘTKA

Tabela 2. Laureaci i wyróżnieni w 59. Olimpiadzie Chemicznej w roku szkolnym 2012/2013

Laureaci

Nr	Nazwisko	Imię	Klasa	Miejscowość	Szkoła	Nauczyciele – opiekunowie	Okręg
1	Magott	Michał	3	Opole	ZSO Nr III im. M. Skłodowskiej-Curie	mgr Krystyna Chudzia	Wrocławski
2	Wróbel	Piotr	3	Kraków	V LO im. A.Witkowskiego	dr Wojciech Przybylski	Krakowski
3	Łyczek	Wojciech	2	Warszawa	XIV LO im.St. Staszica	mgr inż. Agnieszka Kuś	Warszawski
4	Szczygieł	Mateusz	2	Zamość	I Społeczne LO im. Unii Europejskiej	mgr Włodzimierz Kuśmierczuk	Lubelski
5	Kudłacz	Tomasz	3	Jasło	I LO im. S.Leszczyńskiego	mgr Krzysztof Koś	Rzeszowski
6	Mieldzioc	Paulina	3	Białystok	I LO im. A. Mickiewicza	dr Izabela Dobrzyńska	Białostocki
7	Matysiak	Bartosz	3	Radom	ZSO nr 6 im. J.Kochanowskiego	dr Stanisław Banaszkiewicz, mgr Agnieszka Banaśkiewicz	Łódzki
8	Ratajczyk	Karolina	3	Łódź	I LO im. M. Kopernika	dr Justyna Staluszka, dr hab. Robert Zakrzewski, Maciej Sienkiewicz	Łódzki
9	Biedrzycki	Michał	3	Warszawa	LXIV LO im. St I.Witkiewicza	dr Piotr Krajewski	Warszawski
10	Skrzeczkowski	Jakub	3	Toruń	ZS UMK GILA	mgr Małgorzata Augustynowicz-Kłyszewska, dr Andrzej Wolan	Toruński
11	Matyszcak	Grzegorz	3	Radom	ZSO nr 6 im. J. Kochanowskiego	mgr inż. Jan Siwec, mgr Barbara Suchecka	Łódzki
12	Lipiński	Wojciech	2	Łódź	Publ. LO Politechniki Łódzkiej	dr inż. Paweł Samulkiewicz	Łódzki
13	Nahajowski	Marek	3	Legnica	I LO im. T. Kościuszki	mgr Alina Sasińska	Wrocławski
14	Goławski	Michał	2	Warszawa	V LO im. ks. J. Poniatowskiego	mgr Krzysztof Kuśmierczyk, prof. dr hab. Michał Fedoryński	Warszawski
15	Pasich	Przemysław	3	Kraków	V LO im. A. Witkowskiego	dr Wojciech Przybylski	Krakowski
16	Kocik	Witold	3	Warszawa	XIV LO im. St. Staszica	mgr inż. Agnieszka Kuś, Małgorzata Jabłczyńska	Warszawski
17	Promiński	Aleksander	3	Katowice	III LO im. Adama Mickiewicza	mgr Monika Gałkiewicz	Katowicki
18	Jarzębska	Anna	3	Kraków	V LO im. A. Witkowskiego	dr Anna Reizer, dr Wojciech Przybylski	Krakowski
19	Kopyt	Michał	1	Przemysł	II LO im. prof. K. Morawskiego	mgr inż. Marian Sztaba	Rzeszowski
20	Gniewkiewicz	Michał	3	Kielce	LO im. św. Jadwigi Królowej	mgr Jadwiga Cyron	Kielecki
21	Wójtowicz	Agata	3	Łódź	I LO im. M. Kopernika	dr Justyna Staluszka, dr hab. Robert Zakrzewski, Maciej Sienkiewicz	Łódzki
22	Lisak	Michał	3	Wrocław	XIV LO im. Polonii Belgijskiej	dr Ludmiła Szterenber, dr Jolanta Tarasiewicz	Wrocławski
23	Koncki	Jakub	3	Warszawa	XIV LO im. St. Staszica	mgr inż. Agnieszka Kuś, mgr Liliana Mikos	Warszawski
24	Choroś	Rafał	3	Radom	ZSO nr 6 im. J. Kochanowskiego	mgr inż. Jan Siwec, mgr Agnieszka Banaśkiewicz	Łódzki
25	Baluszek	Szymon	2	Gliwice	LO „FILOMATA”	prof. dr hab. inż Stanisław Krompiec, mgr Bożena Brożyna	Katowicki
26	Fila	Marcin	3	Lublin	I LO im. St. Staszica	mgr Małgorzata Kasprzak	Lubelski
27	Kucharski	Maciej	2	Wrocław	XIV LO im. Polonii Belgijskiej	dr Ludmiła Szterenber	Wrocławski

Nr	Nazwisko	Imię	Klasa	Miejscowość	Szkoła	Nauczyciele – opiekunowie	Okręg
28	Smaczny	Michał	3	Mielec	II LO im. M. Kopernika	mgr Zbigniew Konopka	Rzeszowski
29	Sączawa	Wiktor	3	Rzeszów	LO im. Jana Pawła II, Siostr Prezentek	mgr inż. Szymon Szczepankiewicz, mgr Anna Wach	Rzeszowski
30	Dąbrówka	Michał	2	Warszawa	II LO im. St Batorego	mgr Krystyna Zapędowska, mgr Przemysław Ziaja	Warszawski
31	Drapała	Anna	3	Warszawa	VIII LO im. Władysława IV	mgr Małgorzata Chmurska, mgr inż. Tomasz Boinski	Warszawski

Wyróżnieni

32	Szalewicz	Wojciech	3	Łódź	I LO im. M. Kopernika	dr Justyna Staluszka, dr hab. Robert Zakrzewski, Maciej Sienkiewicz	Łódzki
33	Zalecki	Paweł	2	Kraków	V LO im. A. Witkowskiego	dr Wojciech Przybylski	Krakowski
34	Prochera	Aleksandra	3	Zielona Góra	I LO im. E. Dembowskiego	mgr Grażyna Murawska, mgr Edmund Kremer	Poznański
35	Rękawek	Piotr	3	Szczecin	II LO im. Mieszka I	mgr Teresa Kołogrecka-Bajek	Szczeciński
36	Rząd	Karol	1	Szczecin	II LO im. Mieszka I	mgr Teresa Kołogrecka-Bajek	Szczeciński
37	Wójciak	Michał	2	Kraków	LO Zakonu Pijarów im. S. Konarskiego	mgr Iwona Schab	Krakowski
38	Sierocki	Wojciech	3	Toruń	ZS UMK GiLA	mgr Małgorzata Augustynowicz- Kłyszewska	Toruński

Chemia w Szkole
CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

w wersji cyfrowej!

Nasze czasopismo można kupić i zaprenumerować w wersji cyfrowej, w postaci pliku PDF, na następujących platformach:

- www.raabe.com.pl
- www.eprasa.pl
- www.kiosk24.pl
- www.nexto.pl
- www.publio.pl

Wydania archiwalne można zamówić poprzez naszą stronę internetową

www.edupress.pl

ZNAJDŹ NAS NA FACEBOOKU!
<http://www.facebook.com.ChemiaWSzkole>

Sprawozdanie z 45. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej w Moskwie (Rosja) 15–24 lipca 2013 r.



Marek ORLIK
Aleksandra MISICKA-KĘSIK

45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna (IChO) odbyła się w dniach 15–24 lipca 2013 r. w Moskwie. Wzięło w niej udział 291 zawodników z 73 krajów: Arabii Saudyjskiej, Argentyny, Armenii, Australii, Austrii, Azerbejdżanu, Belgii, Białorusi, Brazylii, Bułgarii, Chin, Chorwacji, Cypru, Czech, Danii, Estonii, Finlandii, Francji, Grecji, Hiszpanii, Holandii, Indii, Indonezji, Iranu, Irlandii, Islandii, Izraela, Japonii, Kanady, Kazachstanu, Kirgistanu, Korei Płd., Kostaryki, Kuwejt, Litwy, Łotwy, Macedonii, Malesji, Meksyku, Mołdawii, Mongolii, Niemiec, Nigerii, Norwegii, Nowej Zelandii, Pakistanu, Peru, Polski, Portugalii, Rosji, Rumunii, Salwadoru, Serbii, Singapuru, Słowacji, Słowenii, Stanów Zjednoczonych Ameryki Północnej, Syrii, Szwajcarii, Szwecji, Tadżykistanu, Tajlandii, Tajwanu, Turcji, Turkmenistanu, Ukrainy, Urugwaju, Uzbekistanu, Wenezueli, Węgier, Wielkiej Brytanii, Wietnamu i Włoch. Obecni byli również obserwatorzy z Omanu, Gruzji i Czarnogóry, w związku z zamiarem uczestnictwa tych krajów w przyszłych olimpiadach międzynarodowych, a także z Liechtensteinu (który w tym roku wyjątkowo nie wystawił swojej reprezentacji). Oznacza to, że liczba krajów uczestniczących w IChO stale wzrasta (w roku ubiegłym udział w niej wzięły 72 kraje).

Głównym organizatorem tegorocznej IChO był Wydział Che-

mii Państwowego Moskiewskiego Uniwersytetu im. Łomonosowa, przy wsparciu Ministerstwa Edukacji i Nauki Federacji Rosyjskiej, a także 9 innych sponsorów – międzynarodowych i rosyjskich firm chemicznych.

W skład polskiej reprezentacji wchodził następujący zawodnicy, wyłonieni przez Komitet Główny Olimpiady Chemicznej na podstawie wyników krajowej Olimpiady:

1. **Michał Magott** – z III klasy z LO nr III im. Marii Skłodowskiej-Curie w Opolu (nauczyciel: mgr Krystyna Chudzia), laureat 57., 58. i zwycięzca 59. Krajowej Olimpiady,
2. **Piotr Wróbel** – z III klasy V LO im. Augusta Witkowskiego w Krakowie (nauczyciel: dr Wojciech Przybylski), laureat 58. i 59. Krajowej Olimpiady (2. miejsce),
3. **Tomasz Kudłacz** – z III klasy I LO im. Stanisława Leszczyńskiego w Jaśle (nauczyciel: mgr Krzysztof Koś), laureat 58. i 59. Krajowej Olimpiady (5. miejsce),
4. **Paulina Mieldzić** – z III klasy z I LO im. Adama Mickiewicza w Białymstoku (nauczyciel: dr Izabela Dobrzyńska), laureatka 58. i 59. Krajowej Olimpiady (6. miejsce).

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej powierzył funkcję opiekunów naszej reprezentacji (i zarazem – członków Międzynarodowego Jury) dwóm pracownikom naukowym Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego: **prof. dr. hab. Markowi Orlikowi** (wiceprzewodniczącemu KG Olimpiady Chemicznej) i **prof. dr hab. Aleksandrze Misickiej-Kęsik** (członkowi KG).

Jak co roku, dla wyjeżdżającej na IChO grupy i jednego zawodnika rezerwowego – **Mateusza Szczygła** z II klasy I Społecznego LO im. Unii Europejskiej w Zamościu (laureata 59. Krajowej Olimpiady, nauczyciel: mgr Włodzimierz Kuśmierczuk), Komitet Główny Olimpiady Chemicznej zorganizował w dniach: 17.06–29.06 br. obóz przygotowawczy, w trakcie którego przeciwiczone zostały wszystkie przysłane przez organizatorów IChO zadania teoretyczne i laboratoryjne oraz przedyskutowane wybrane zagadnienia dodatkowe. Zaangażowani w to byli pracownicy naukowcy Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego i Wydziału Chemicznego Politechniki Warszawskiej, w większości – autorzy zadań na zawody Krajowej Olimpiady.

Zawody Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej odbywały się na terenie Państwowego Moskiewskiego Uniwersytetu im. Łomonosowa. Część laboratoryjna zawodów odbyła się 18 lipca, a teoretyczna – 20 lipca. Jak zwykle, zawodnicy otrzymali teksty zadań przetłumaczone przez opiekunów na swoje języki narodowe, po ustaleniu ostatecznych treści zadań przez Międzynarodowe Jury, złożone z opiekunów wszystkich ekip narodowych. Na czas dyskusji i tłumaczenia zadań (16–20 lipca) członkowie Międzynarodowego Jury zostali przewiezieni do położonego ok. 200 km od Moskwy leśnego ośrodka wypoczynkowego *Veles*, w obwodzie włodzimierskim (*władimirskim*).

Organizatorzy tegorocznej IChO przewidzieli 3 zadania laboratoryjne i 8 zadań teoretycznych, o następującej tematyce:

Zadania laboratoryjne:

Zadanie 1 (chemia organiczna):
Synteza 2,4-dinitrofenylohydrazonów.

Zadanie 2 (chemia analityczna):
Wyznaczanie indeksu nasycenia Langeliera wody z basenu.

Zadanie 3 (chemia fizyczna): Wyznaczanie masy cząsteczkowej metodą wiskozymetryczną.

Zadania teoretyczne:

Zadanie 1 (chemia fizyczna) „Bomba” klatratowa – zagrożenie środowiska ze strony klatratów metanu w morzach i oceanach.

Zadanie 2 (chemia nieorganiczna i fizyczna): Przełom w badaniach fotosyntezy – reakcja Hilla.

Zadanie 3 (fizyczna chemia organiczna): Reakcja Meerweina-Schmidta-Ponndorfa-Verleya: charakterystyka termodynamiczna i kinetyczna.

Zadanie 4 (chemia nieorganiczna): Reakcje związków srebra.

Zadanie 5 (chemia fizyczna): Proste oszacowania struktury i zdolności adsorpcyjnych grafenu.

Zadanie 6 (chemia organiczna): Reakcje cyklopropanów.

Zadanie 7 (chemia nieorganiczna i analityczna): Manganometria i jej zastosowania.

Zadanie 8 (chemia organiczna i biochemia): Reakcje chemiczne i kwasy nukleinowe w organizmach archeobakterii.

Zgodnie z Regulaminem IChO, Międzynarodowe Jury przyznaje złote medale 8–12% zawodników, srebrne: 18–22% i brązowe: 28–32% zawodników. W tym roku przyznano 34 medale złote, 64 srebrne i 94 brązowe oraz 9 wyróżnień (dla osób pozostających tuż za pulą medalową). Zwycięzcą 45. IChO został reprezentant Chin – Yuyang Dong, następny był zawodnik także z Chin, Weiwei Sun, a trzecie miejsce zajął reprezentant Tajwanu – Chun-Yi Chen.

Z wielką przyjemnością informujemy, że **wszyscy** nasi zawodnicy zdobyli **medale**, przy czym tegoroczny wynik należy do naj-



Polska reprezentacja na 45. IChO. Od lewej: **Michał Magott** (złoty medal), **Piotr Wróbel** (srebrny medal), **Tomasz Kudłacz** (złoty medal), **Paulina Mieldzióć** (srebrny medal)

lepszych w ciągu nie tylko ostatnich kilku lat, ale także w całej historii naszego udziału w IChO:

1. **Michał Magott** – **złoty** medal (14. miejsce w klasyfikacji indywidualnej),
2. **Tomasz Kudłacz** – **złoty** medal (31. miejsce w klasyfikacji indywidualnej),
3. **Piotr Wróbel** – **srebrny** medal (38. miejsce w klasyfikacji indywidualnej),
4. **Paulina Mieldzióć** – **srebrny** medal (98. miejsce w klasyfikacji indywidualnej).

Wyniki te oznaczają, iż przyjęta przez Komitet Główny Olimpiady Chemicznej strategia przygotowywania zawodników na IChO, poprzez zapewnienie odpowiedniego poziomu zadań na Krajowej Olimpiadzie, jest zasadniczo słuszna, choć oczywiście trzeba stale dążyć do podwyższania kwalifikacji przyszłych zawodników, aby wyniki takie jak powyższe lub nawet lepsze zdarzały się częściej. Podobnie jak poprzednich latach, uważamy przy tym za stosowne zwrócić uwagę na rosnącą konkurencję – z powodu stale narastającej liczby krajów uczestniczących w IChO – oraz na utrzymujący się wysoki poziom zawodników z krajów azjatyckich, takich jak Korea Płd., Tajwan, Chiny (w tym roku: 3 złote medale i jeden srebrny), a także Singapur (3 złote medale i 1 brązowy, analogicznie

jak Ukraina). Pozostająca tuż za tymi krajami, w tej nieoficjalnej klasyfikacji medalowej, Polska – z dwoma złotymi i dwoma srebrnymi medalami – zajmuje więc bardzo wysokie miejsce, razem z Rosją, Węgrami, Indiami i USA.

Oprócz zawodów Organizatorzy IChO zapewnili zawodnikom różne atrakcje i wycieczki. Tradycyjnie uczestniczą w nich w największym stopniu zawodnicy, którzy poza dwoma dniami zawodów i oficjalnymi ceremoniami otwarcia i zamknięcia IChO dysponują wolnym czasem. Jednak także członkowie Międzynarodowego Jury, między zebraniem i pracą nad tłumaczeniem zadań, mieli możliwość poznać tak interesujące ze względów historycznych miejsca Rosji, jak Władimir i Suzdał.

Więcej informacji o 45. IChO, włącznie z pełną listą nagrodzonych medalami zawodników i oficjalnym raportem organizatorów, zawartych jest na stronie internetowej: <http://icho2013.chem.msu.ru/index.php/en/>

Następna Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna odbędzie się, zgodnie z wcześniejszymi zapowiedziami, w Hanoi, w Wietnamie, w dniach 20–29 lipca 2014 r.

prof. dr hab. Marek Orlik
Wydział Chemii, Uniwersytet Warszawski
prof. dr hab. Aleksandra Misicka-Kęsik
Wydział Chemii, Uniwersytet Warszawski



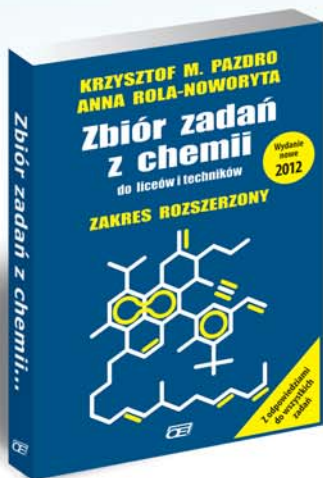
Czytanie rozwija!

Zamów dla siebie
prenumeratę czasopisma

Redakcja Czasopism Pedagogicznych EduPress, Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Spółka z o.o.
Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa, tel. 22 244 84 11, faks 22 244 84 10, e-mail: prenumerata@raabe.com.pl

www.edupress.pl

taszy nas chemia!



Nowe, zmienione i rozszerzone wydanie tego zbioru:

- obejmuje wszystkie treści i wymagania programowe nauczania chemii w szkołach ponadgimnazjalnych w zakresie rozszerzonym
- zawiera wiele nowych zadań w poszczególnych rozdziałach, w szczególności zadań z chemii organicznej, oraz zadania dotyczące iloczynu rozpuszczalności i teorii Brønsteda
- zawiera odpowiedzi do wszystkich zadań

Chemia. Fundamenty Podręcznik multimedialny

do liceów i techników
Zakres rozszerzony
(wersja na PC)



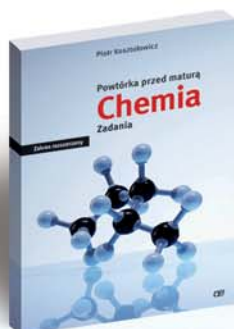
już w sprzedaży



w przygotowaniu

Zadania przedmaturalne Chemia. Zakres rozszerzony

Trzy części zbiorów zadań typu maturalnego skorelowane z odpowiednimi modułami podręcznika, niezwykle przydatne w bieżącym sprawdzaniu umiejętności i ćwiczeniu przed maturą.



Powtórka przed maturą Chemia. Zadania

Obszerne kompendium wiedzy i umiejętności niezbędnych na maturze, zawiera przypomnienie wiadomości, przykładowe rozwiązania zadań, zadania do samodzielnego rozwiązania.

Chemia. Próbne arkusze maturalne Poziom rozszerzony MATURA 2013, 2014

- zbiór zawiera dziesięć próbnych arkuszy maturalnych
- zadania w arkuszach obejmują łącznie wszystkie wymagania egzaminacyjne sformułowane przez Centralną Komisję Egzaminacyjną
- do wszystkich zadań podano odpowiedzi, a do zadań rachunkowych przedstawiono tok ich rozwiązywania

