Żółte flawony

CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

Chemia w Szkole

Nr 6
listopad/grudzień 2021
355 (LXV) indeks 354562
CENA 30,00 ZŁ
(w tym 8% VAT)

ASYMETRYCZNA ORGANOKATALIZA
Nagroda Nobla 2021

ZAPISYWANIE WZORÓW
kwasów, wodorotlenków i soli

DOŚWIADCZENIA
Drzewo w probówce

Zadania teoretyczne z 68. Krajowej Olimpiady Chemicznej

Huczne i wybuchowe FAJERWERKI

ISSN 0411-8634
12
9 770411 863105

WYDANIE SPECJALNE „Chemii w Szkole" 1/2021

WERSJA ELEKTRONICZNA – plik PDF

Wybór najciekawszych artykułów z ostatnich lat

Cena 15 zł
w tym 8% VAT

Szczegóły i formularz zamówienia na: www.aspress.com.pl/wydania-specjalne/

eprasa.pl 14b79c22e1

Szanowni Państwo!

W niniejszym numerze „Chemii w Szkole" polecamy Państwu w pierwszej kolejności obszerne opracowanie o Nagrodzie Nobla z chemii, przygotowane przez Pana dr. hab. Piotra Kwiatkowskiego, który w swoim naukowym życiorysie ma staż podoktorski w grupie badawczej jednego z Laureatów – prof. Davida MacMillana na Uniwersytecie Princeton, a obecnie na Uniwersytecie Warszawskim profesjonalnie zajmuje się zagadnieniami, będącymi istotą tej Nagrody – katalizą asymetryczną w chemii organicznej.

Kolejnym zapowiadanym materiałem jest adresowana do nauczycieli, przygotowana przez zespół nauczycieli z Gliwic i Rybnika, druga część opracowania o nowych regułach nazewnictwa w chemii organicznej, tym razem w odniesieniu do pochodnych węglowodorów. Cóż, takie są wymagania, aby od czasu do czasu opanowywać nową nomenklaturę, co jest – jak sądzę - poważnym wyzwaniem, zarówno dla uczniów, jak i nauczycieli. Na szczęście związki chemiczne nie zmieniają swoich właściwości i reaktywności tylko dlatego, że uzyskały nową nazwę, więc ściśle merytoryczna wiedza na ich temat pozostaje ta sama i tak samo ważna, może ulec jedynie pogłębieniu w świetle nowych odkryć naukowych.

W konkretną pomoc dla nauczyciela wpisuje się także obszerne opracowanie metodyczne o wykorzystaniu tabel rozpuszczalności związków nieorganicznych i zasady zachowania ładunku elektrycznego do zapisywania wzorów elektrolitów, pióra Pana dr. Mariusza Łukaszewskiego i Pani dr Iwony Paleskiej z Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego. Warto przy okazji realizacji tego materiału zwrócić uwagę na solidne wpojenie uczniom zasady elektroobojętności substancji, co zapobiegnie różnym merytorycznym nieporozumieniom także na dalszych etapach edukacji.

Ostatni w roku numer powinien zawierać stosowną, świąteczno-noworoczną oprawę, którą zapewnia artykuł Pani dr Joanny Kurek o fajerwerkach oraz relacja z wystąpienia Pana prof. dr. inż. Radosława Trębińskiego z Wojskowej Akademii Technicznej, poświęconego historii materiałów wybuchowych. Akustycznie nie tak spektakularne, ale z pewnością bardzo atrakcyjne wizualnie jest, opisane przez Pana mgr. Marka Plesa, otrzymywanie srebrnego „drzewka" jako przykładu dendrytycznego obiektu fraktalnego, rozwijającego się w środowisku żelowym w wyniku reakcji chemicznej i agregacji ograniczonej dyfuzją. Ponadto, ze względu na to, że dawno już w naszym czasopiśmie nie zamieszczaliśmy krzyżówek, zwieńczona nią informacja o flawonach, autorstwa Pani Emilii Rózik, również może być uznana za swoistą atrakcję świąteczną.

Tradycyjnie zamieszczamy także zadania z I etapu 68. Krajowej Olimpiady Chemicznej.

W utrzymującej się niestety niepewnej sytuacji epidemicznej Redakcja składu Państwu życzenia spokojnych, zdrowych Świąt i powrotu do możliwie normalnego życia w nadchodzącym Nowym Roku.

Nauka i technika

4 **Ciekawostki** • Marek Orlik
• Skuteczny antybiotyk na boreliozę • Mikroby i amorficzny węgiel • Wiadomości z Kosmosu
• Statyny a COVID-19

6 **Huczny i roziskrzony nadchodzący Nowy Rok, czyli o fajerwerkach** • Joanna Kurek
Kto i kiedy wymyślił fajerwerki i co sprawia, że łączą w sobie fascynujące efekty wizualne i akustyczne?

11 **Historia materiałów wybuchowych w skrócie** • Radosław Trębiński

13 **Asymetryczna organokataliza i Nagroda Nobla z chemii w 2021 roku** • Piotr Kwiatkowski
Chiralne związki organiczne są wszechobecne w otaczającym nas świecie i stanowią nieodłączny element materii ożywionej. Trudno wyobrazić sobie funkcjonowanie życia bez takich molekuł jak aminokwasy czy cukry, których w ogromnej większości dotyczy zjawisko chiralności.

Olimpiady i konkursy

19 **68. Krajowa Olimpiada Chemiczna. Etap I. Zadania teoretyczne** • Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

Metodyka i praktyka szkolna

27 **Nomenklatura organiczna po nowemu. Część II. Nomenklatura pochodnych węglowodorów** • Ewa Trybalska, Zbigniew Gawron, Jerzy Maduzia

34 **Drzewo w probówce. Wzrost kryształów metalu w żelu krzemionkowym** • Marek Ples
Często prowadzonym w szkolnych i uczelnianych pracowniach doświadczeniem jest hodowla dendrytycznych kryształów srebra na drodze elektrolizy.

38 **Kilka słów o żółtych flawonach** • Emilia Rózik

40 **Wykorzystanie tabeli rozpuszczalności i zasady zachowania ładunku elektrycznego do nauki zapisywania wzorów elektrolitów – scenariusz lekcji** • Mariusz Łukaszewski, Iwona Paleska
Praktyka dydaktyczna wskazuje, że poprawne zapisywanie wzorów kwasów, wodorotlenków i soli sprawia wielu uczniom istotną trudność.

Chemia w Szkole
CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

CENA 30,00 zł (w tym 8% VAT)

Zdjęcie na okładce: Dreamstime

NUMER 6 LISTOPAD/GRUDZIEŃ 2021 355 (LXV) indeks 354562 ISSN 0411-8634

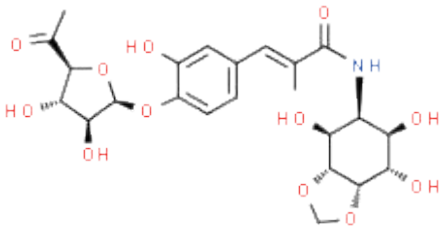
Redakcja Marek Orlik (redaktor naczelny – chemiared@gmail.com) **Adres redakcji** ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa **Wydawnictwo** Agencja AS Józef Szewczyk, ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa, tel. 606-201-244, e-mail: szewczyk24@gmail.com, www.aspress.com.pl, NIP: 951-134-91-51 **Wydawca** Józef Szewczyk, tel. 606-201-244, szewczyk24@gmail.com **Prenumerata** Prenumerata www.aspress.com.pl/prenumerata-2021/, e-mail: szewczyk24@gmail.com **Reklama** Jędrzej Chodakowski jchodakowski1953@gmail.com **Skład i łamanie** ScanSystem.pl Ewa Szelatyńska **Druk i oprawa** Paper&Tinta, ul. Ceglana 34, 05-270 Nadma

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

eprasa.pl 14b79c22e1

Skuteczny antybiotyk na boreliozę?

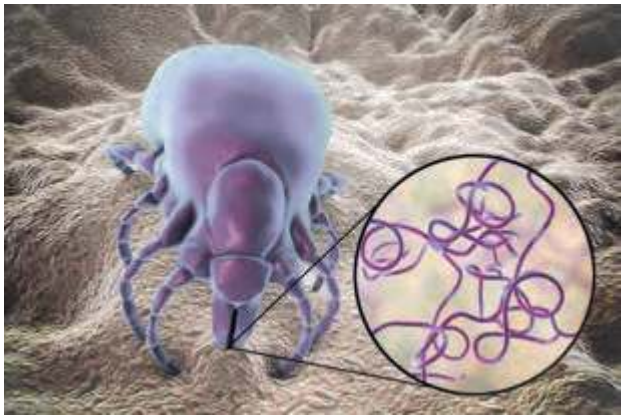
Nikogo nie trzeba dziś przekonywać, jak groźną i podstępną chorobą jest borelioza, wywoływana przez bakterie *Borrelia*, a przenoszona z gryzoni (myszy) na człowieka przez kleszcze. W przypadku zdiagnozowania zakażenia krętkami *Borrelia* stosuje się dziś leczenie antybiotykiem doksycykliną. Jednak terapia ta nie zawsze przynosi od razu oczekiwane rezultaty, ponieważ utrudnia ją specyficzna budowa ścian komórkowych tych krętków. Z tego powodu standardowe, dwu- lub trzytygodniowe leczenie może okazać się niewystarczające i trzeba je powtarzać, co nie pozostaje bez wpływu na florę bakteryjną jelit, a w szerszej perspektywie może sprzyjać zjawisku oporności na antybiotyki, uważanemu za jedne z największych zagrożeń dla ludzkości. Trwają więc intensywne poszukiwania nowych lub próby wykorzystania dawno znanych antybiotyków, które mogłyby w sposób bardziej specyficzny i skuteczny oddziaływać z krętkami *Borrelia*. Wydaje się, że na tej drodze osiągnięto ostatnio postęp w zespole Kima Lewisa z renomowanego *Northwestern University* w Bostonie poprzez odkrycie, że zabójcza dla bakterii boreliozy, a zarazem obojętna dla wielu innych bakterii jest znana od lat 50-tych XX wieku **hygromycyna A** [1-3].



Hygromycyna A [4]

Wyizolowano ją w 1953 roku z żyjących w glebie bakterii *Streptomyces hygroscopicus* i stosowano ją do lat 80-tych jako dodatek do pasz dla trzody chlewnej, mający zapobiec rozwojowi pasożytów jelitowych. Teraz okazało się, że hygromycyna A jest zabójcza dla (nieznanych wtedy) krętków boreliozy, a także dla krętków bladych, wywołujących kiłę i można ją, na razie tylko u zwierząt, stosować w bardzo dużych dawkach bez występowania niepożądanych efektów ubocznych.

Mimo że kiła jest skutecznie leczona antybiotykami z grupy penicylin lub tetracyklin, niektóre osoby wykazują na nie uczulenie, a zatem hygromycyna A mogłaby stanowić w takiej sytuacji lek alternatywny. Co więcej, istnieją przesłanki, że hygromycyna mogłaby „wyleczyć" gryzonie z krętków boreliozy, jeśli skusiłyby się one na przynętę z tym antybiotykiem, a to w dłuższej perspektywie mogłoby spowodować nawet zniknięcie boreliozy!



Jeszcze bardziej pocieszające jest to, że wytworzenie przez krętki oporności na hygromycynę A jest mało prawdopodobne, ze względu na to, że wykazuje ona na poziomie struktury molekularnej duże podobieństwo do związków niezbędnych tym bakteriom do pobierania (transportu) składników odżywczych. Oczywiście niezbędne są jeszcze badania działania hygromycyny A na ludzki organizm.

Innym badanym obecnie sposobem walki z boreliozą, a także z innymi chorobami roznoszonymi przez kleszcze: anaplazmozę i babeszjozę jest... szczepionka na kleszcze, a dokładniej uczulająca nas na ich ukąszenie poprzez powstanie w jego miejscu czerwonej swędzącej wysypki, co skłania do natychmiastowego usunięcia kleszcza ze skóry [5].

Warto pamiętać, że ukąszenie kleszcza jest bezbolesne, ponieważ wstrzykuje on substancję znieczulającą, a szybkie jego usunięcie jest kluczowe dla uniknięcia zakażenia roznoszonymi przez niego bakteriami lub wirusami. Co ciekawe, jest to szczepionka mRNA, a więc oparta na analogicznym pomyśle, jak stosowane obecnie wakcyny przeciwko Covid-19. W reakcji na cząsteczki mRNA komórki zaczynają wytwarzać 19 białek znajdujących się w ślinie kleszczy i w ten sposób wyzwalają informującą nas o ukąszeniu reakcję uczuleniową.

[1] https://www.onet.pl/informacje/focuspl/nowy-lek-na-borelioze-moglby-wyeliminowac-te-chorobe-calkowicie/36wwvep,30bc1058
[2] https://stronazdrowia.pl/nareszcie-jest-lek-na-borelioze-antybiotyk-znany-od-prawie-70-lat-o-nazwie-higromycyna-a-zapobiega-przewleklej-chorobie-od/ar/c14-15848547
[3] https://www.newscientist.com/article/2292543-drug-treatment-for-lyme-disease-could-lead-to-its-eradication/
[4] https://www.chemspider.com/Chemical-Structure.16735855.html?rid=d04d93e3-bdcd-469f-976f-0bee14c9a07f&page_num=0
[5] https://zielona.interia.pl/przyroda/news-szczepionka-na-kleszcze-technologia-ktora-pokonala-covid-moz,nId,5656046

Mikroby i amorficzny węgiel

Amorficzny, czyli bezpostaciowy węgiel to odmiana, która zwykle powstaje m.in. w dość ekstremalnych warunkach temperatury i ciśnienia, a najprostszym przykładem jej występowania jako głównego składnika jest sadza, czyli produkt niecałkowitego spalania paliw węglowych. Dlatego dotychczas panowało przekonanie, że amorficzny węgiel nie może być wytwarzany w umiarkowanych warunkach przez żywe organizmy, ale – jak to bywa w nauce – i ten pogląd został ostatnio obalony.

Naukowcy z USA i Niemiec odkryli bowiem bakterie należące do metanogenów (organizmów produkujących metan) i metanotrofów (organizmów żywiących się metanem), które włączają się w cykl obiegu węgla w przyrodzie w ten niezwykły sposób, że w środowiskach bogatych w materię organiczną, ale ubogich w tlen (bagna, moczary, a także... żołądki krów) dokonują poniekąd niepełnego spalania paliwa (metanu), wytwarzając amorficzny węgiel. Poza rewolucyjnym dla określenia nieznanych możliwości mikroorganizmów, odkrycie to może mieć także pewne znaczenie praktyczne: biogeniczny węgiel amorficzny, dzięki powiązanym z atomami węgla grupom funkcyjnym może brać udział w procesach przeniesienia elektronu w różnych układach.

[1] https://zielona.interia.pl/przyroda/news-odkryto-organizmy-ktore-produkuja-wegiel-taki-jak-z-sadzy,nId,5650663
[2] https://www.science.org/doi/10.1126/sciadv.abg9739

eprasa.pl 14b79c22e1

Wiadomości z Kosmosu

Ostatnie tygodnie przyniosły kilka interesujących doniesień na temat dobrze znanych nam pierwiastków i związków chemicznych, znalezionych w Kosmosie.

Pochodzenie złota na Ziemi. Najpopularniejsza teoria pochodzenia metali ciężkich na Ziemi, odnosząca się głównie do żelaza, przyjmuje, że powstały one ok. 4,6 mld lat temu w początkowym okresie tworzenia się Ziemi, formując jej jądro. Problem jednak w tym, że złoto, platyna i inne metale szlachetne występują w dużych ilościach blisko powierzchni Ziemi. Zgodnie z poglądami brytyjskich naukowców z Bristolu, zarówno złoto, jak i inne metale szlachetne obecne w górnych warstwach skorupy ziemskiej, są pozaziemskiego pochodzenia i zostały przyniesione przez meteoryty, bombardujące młodą Ziemię ok. 3,9 mld lat temu. Dowodzą tego m. in. najstarsze skały na Grenlandii, które w tamtym okresie zostały wzbogacone złotem i innymi metalami szlachetnymi. Metale te musiały zatem powstać w Kosmosie w odpowiednio ekstremalnych warunkach – wewnątrz gwiazd, w wybuchach supernowych czy podczas zderzeń gwiazd neutronowych.

Ten ostatni scenariusz został poparty dokonanymi w 2017 roku obserwacjami fal grawitacyjnych i promieniowania elektromagnetycznego, emitowanych w wyniku łączenia się gwiazd neutronowych. Uzupełnieniem tych koncepcji są najnowsze modelowania komputerowe naukowców z Centrum Badań Ciężkich Jonów im. Helmholtza w Darmstadt, które sugerują, że synteza takich ciężkich pierwiastków, jak złoto czy uran jest możliwa, a nawet typowa dla niektórych czarnych dziur, wokół których powstają tzw. dyski akrecyjne, czyli wirujące struktury pyłu i gazu formujące się nie tylko w wyniku połączenia masywnych gwiazd neutronowych, ale i podczas innych ekstremalnych zjawisk kosmicznych, takich jak np. kolaps (zapadanie grawitacyjne) z następującą po nim eksplozją wirującej gwiazdy. Trzeba jednak przyznać, że zasoby złota spoczywające ewentualnie głęboko pod powierzchnią Ziemi są nieznane i mogą być praktycznie niemożliwe do wydobycia. Tak więc ziemska gorączka złota miała swój początek w Kosmosie.

[1] https://www.komputerswiat.pl/aktualnosci/nauka-i-technika/skad-pochodzi-zloto-nowe-badania-wskazuja-na-pozaziemski-rodowod/2l4jn9e
[2] https://www.indiatoday.in/science/story/black-hole-heavy-elements-gold-uranium-metal-synthesis-1877768-2021-11-17

Woda we Wszechświecie. Kolejna kosmiczna wiadomość dotyczy najdalej położonych śladów wody. Stało się to możliwe dzięki wykorzystaniu przez naukowców z *University of Illinois* największego na świecie interferometru radiowego ALMA - *Atacama Large Millimeter Array*. Cząsteczki H_2O, a także tlenku węgla CO wykryto w parze galaktyk odległych o 12,88 miliarda lat świetlnych od Ziemi. Dochodzące stamtąd promieniowanie pochodzi z czasów, gdy od przyjmowanego za początek naszego Wszechświata Wielkiego Wybuchu minął „zaledwie" miliard lat, co oznacza dodatkową zagadkę do rozwiązania – w jaki sposób już wtedy z gazu i pyłu mogły powstać gwiazdy i galaktyki. A może... Wielkiego Wybuchu nie było...?

[1] https://geekweek.interia.pl/nauka/news-odkryto-najdalsze-slady-wody-we-wszechswiecie,nld,5633080
[2] https://www.almaobservatory.org/en/press-releases/alma-scientists-detect-signs-of-water-in-a-galaxy-far-far-away/

Fluor we Wszechświecie. Za pomocą tego samego interferometru ALMA astronomowie z *University of Hertforshire* (Wlk. Brytania) wykryli fluor, w postaci fluorowodoru HF, w galaktyce odległej o więcej niż 12 miliardów lat świetlnych, co potwierdza pozaziemskie pochodzenie tego pierwiastka. Uważa się, że fluor powstał w masywnych gwiazdach, które żyły stosunkowo krótko, zaledwie kilka milionów lat, w porównaniu z 13 miliardami lat istnienia naszego Wszechświata. W swojej ewolucji te masywne obiekty osiągają stadium określane jako gwiazdy Wolfa-Rayeta, które kończą swój żywot potężną eksplozją. Były one już wcześniej uważane za źródło fluoru, ale obecne badania stanowią bezpośrednie potwierdzenie tej hipotezy i co więcej, dowodzą istnienia fluoru już na wczesnym etapie ewolucji Wszechświata. Wcześniej fluor wykrywano tylko w obszarze Drogi Mlecznej i sąsiednich galaktyk, a także w niektórych odległych kwazarach.

[1] https://edition.cnn.com/2021/11/04/world/fluorine-distant-galaxy-scn/index.html
[2] https://doi.org/10.1038/s41550-021-01515-9

Statyny a COVID-19

W naszych trudnych czasach nie powinno zabraknąć informacji o czynnikach chroniących nas przed ciężkim przebiegiem infekcji wirusem SARS-CoV-2, poza szczepionkami i będącymi we wczesnym stadium opracowywania innowacyjnymi lekami. Pozytywne działanie, nie tylko w przypadku koronawirusa przypisuje się m.in. witaminie D_3, a ostatnio do tej listy dołączone zostały popularne leki regulujące poziom frakcji cholesterolowych z grupy statyn, czyli inhibitorów reduktazy HMG-CoA. Autorzy tej opinii, naukowcy ze szwedzkiego Instytutu Karolinska, analizując przebieg choroby u niemal miliona szwedzkich pacjentów po 45 roku życia ocenili, że u osób zażywających statyny ryzyko śmierci jest mniejsze o 12%.

Na podstawie dotychczasowych badań nie można jednak stwierdzić, że statyny, takie jak np. atorwastatyna czy rosuwastatyna są lekiem na COVID-19 w ścisłym znaczeniu tego słowa. Możliwe jest jednak, iż statyny pomagają w leczeniu COVID-19 poprzez redukowanie stanów zapalnych i regulowanie procesów krzepnięcia krwi, co stanowi jeden z powodów ciężkiego przebiegu infekcji koronawirusem. Jeśli te wstępne sugestie zostaną potwierdzone dalszymi badaniami, będzie to kolejny dowód na pozytywne działanie statyn, wykraczające poza regulację poziomu frakcji cholesterolowych.

[1] https://geekweek.interia.pl/aktywnosc/zdrowie/news-statyny-a-koronawirus-lek-na-cholesterol-obniza-ryzyko-smier,nld,5585893
[2] https://www.bmj.com/content/375/bmj.n2536

Oprac. Marek Orlik, Fot. *Adobe Stock*

eprasa.pl 14b79c22e1

Huczny i roziskrzony nadchodzący Nowy Rok, czyli o fajerwerkach

Foto – Adobe Stock

Joanna Kurek

Tradycją nocy sylwestrowej są rozświetlające niebo wielokolorowe fajerwerki, a także bardziej kameralne zimne ognie. Kto i kiedy wymyślił fajerwerki i co sprawia, że łączą w sobie fascynujące efekty wizualne i akustyczne? Dla ścisłości warto podkreślić, że słowo „fajerwerki", pochodzące od niemieckiego „Feuerwerk" ma dwojakie znaczenie – oznacza zarówno wyroby pirotechniczne, jak i efekty ich odpalenia. W poniższym opracowaniu słowo to będzie funkcjonować w obu tych znaczeniach.

Nieco o historii fajerwerków

Początki historii fajerwerków sięgają czasów panowania dynastii Han w Chinach około 200 r. p.n.e., gdy praktykowano zwyczaj prażenia bambusów dla wywoływania huku mającego odstraszać złe duchy, co odpowiada efektowi wywoływanymi przez współczesne petardy. Efekt akustyczny był więc ceniony bardziej niż wizualny. Z tamtych czasów pochodzi też, spisana przez alchemika Ge Honga, receptura otrzymywania prochu strzelniczego, w skład którego wchodziła saletra (azotan), żywica sosnowa i węgiel drzewny.

W IV wieku naszej ery Chińczycy wytwarzali już prymitywne wybuchowe rakiety, a ich technologia została udostępniona światu arabskiemu w VII wieku. Stopniowo powstawały więc fajerwerki dające różne efekty optyczne, dzięki czemu wykorzystywano je w coraz większym stopniu jako atrakcję przy świętowaniu różnych ważnych życiowych wydarzeń, np. w VI wieku fajerwerki towarzyszyły modlitwom o szczęście i pomyślność.

Kolejne stulecia eksperymentów z mieszankami różnych substancji doprowadziły nie tylko do wzbogacenia efektów dźwiękowych i wizualnych fajerwerków, ale także wytworzenia z nich sprzętu bojowego. W połowie XIII wieku angielski mnich – franciszkanin, a równocześnie pionier ówczesnej nauki, Roger Bacon prowadził eksperymenty mające na celu odpowiednie dobranie składników prochu strzelniczego i jego produkcję.

Rakiety podobne do fajerwerków używane były podczas inwazji na Chiny przez siły mongolskie w 1232 r. Uznaje się, że to Mongołowie wprowadzili technologię fajerwerków do Europy i pirotechniczna wiedza na ich temat rozprzestrzenia się w czasie średniowiecza, a dokładniej w XIV wieku.

W Europie największy i najbardziej twórczy wkład wnieśli w tej materii Włosi, propagując pokazy i rozwijając przemysł pirotechniczny. Godny uwagi włoski pokaz sztucznych ogni został odnotowany w Vicenzy we Włoszech w 1379 roku. W XV wieku były już powszechnie wykorzystywane we Włoszech, skąd w XVI i XVII wieku rozprzestrzeniły się na Anglię, Francję i inne kraje europejskie.

Jako symboliczną datę wielkich brytyjskich pokazów sztucznych ogni przyjęto 5 listopada każdego roku dla upamiętnienia dnia, w którym w 1605 roku Guy Fawkes próbował wysadzić budynki angielskiego parlamentu za

eprasa.pl 14b79c22e1

pomocą prochu strzelniczego zakopanego w piwnicy. Godne uwagi jest to, że pierwsza wzmianka o fajerwerkach w Polsce pochodzi z 1566 roku, a dokładniej dotyczy ona dnia urodzin Zygmunta III Wazy (20 czerwca).

W XVII wieku używanie fajerwerków stało się popularne już w całej Europie – uświetniano nimi królewskie i dworskie uroczystości, zwycięskie bitwy, święta religijne. Polska szlachta również upodobała sobie pokazy fajerwerków, które towarzyszyły wielu XVIII-wiecznym dworskim uroczystościom. Jeden z najważniejszych pokazów pirotechnicznych towarzyszył elekcji Stanisława Augusta Poniatowskiego na króla Polski, która miała miejsce 15 września 1781 roku.

Z kolei w Stanach Zjednoczonych fajerwerki stały się popularne dopiero w XIX wieku, początkowo jako element mający uatrakcyjnić świętowanie Dnia Niepodległości 4 lipca. Należy odnotować krótki, zaledwie 3-minutowy pokaz pirotechniczny w Polsce, zorganizowany w 1918 roku, kilka dni po odzyskaniu niepodległości.

Niezależnie od przeznaczenia, jednym z ważnych elementów takich konstrukcji jest lont, za pomocą którego można kontrolować czas odpalenia fajerwerków. W stosowanych po raz pierwszy w Chinach racach użyto w tym celu czarnego prochu (stosowanego potem w Europie jako dymny proch strzelniczy). W czasach nowożytnych, aż do roku 1965 do odpalania rac i innych ładunków tego typu używano lontu pirotechnicznego, o stałym czasie spalania. Czas odpalenia kolejnych petard regulowano więc używając lontu o odpowiednio dobranej długości. Od 1965 roku do odpalania sztucznych ogni używa się elektrycznych zapłonników pozwalających na dużo lepszą kontrolę czasu odpalania oraz zwiększających bezpieczeństwo obsługi technicznej pokazów (odpalanie może odbywać się z większej odległości i nie ma ryzyka zamoknięcia lontu).

W XX wieku amerykański naukowiec Robert Hutchings Goddard zamienił paliwo stałe w fajerwerkach na system paliw płynnych, stając się także pionierem nowoczesnej technologii rakiet kosmicznych. Zauważono ponadto, że umieszczenie mieszaniny pirotechnicznej w pojemnikach o różnych kształtach daje odmienne efekty błysku i odgłosu. Obecnie stosuje się bardziej widowiskowe i zaawansowane technologicznie środki pirotechniczne. Ponadto producenci fajerwerków wprowadzają do mieszanin wybuchowych nowe substancje chemiczne i coraz bardziej wyrafinowane sposoby ich rozmieszczania.

Jak wiele wynalazków, tak i fajerwerki stały się częścią przemysłu pirotechnicznego, opanowanego w dużym stopniu przez wojsko. Fajerwerki wykorzystywane były i są w celach bojowych i operacjach wojskowych – do oświetlania pola walki, sygnalizacji, maskowania oraz wzniecania ognia.

Konstrukcja fajerwerków, czyli dlaczego wznoszą się ku niebu

Fajerwerk jako konstrukcja jest w istocie odpowiednio zaprojektowanym pociskiem, który do zapłonu mieszanki wybuchowej potrzebuje wstępnego dostarczenia energii dla pokonania energii aktywacji zachodzących reakcji, które następnie zachodzą samorzutnie z wydzieleniem dużych ilości energii.

Zasadniczo każdy fajerwerk zbudowany jest z pięciu głównych części, zestawionych w sposób pozwalający na efektowne wystrzelenie takiego pocisku w przestrzeń (Rys. 1)

Zapalnik (płomieniowy lub elektryczny) powoduje nie tylko zapłon głównej części fajerwerku (ładunku wybuchowego), ale także zapala lonty, które doprowadzają z niewielkim opóźnieniem do eksplozji substancji odpowiedzialnych za barwne, dodatkowe efekty.

Ładunek, którego spalanie jest źródłem siły napędowej tej konstrukcji, jest zwykle prostym materiałem wybuchowym, który powoduje, że fajerwerk może być wystrzelony na wysokość nawet kilkuset metrów z prędkością sięgającą kilkuset kilometrów na godzinę. Rolę ładunku pełni zwykle ciasno upakowany, gruboziarnisty proch strzelniczy (czarny proch) o tradycyjnym składzie: mieszanka azotanu(V) potasu (75%), z węglem drzewnym (15%) i siarką (10%). W nowoczesnych fajerwerkach często używa się bezsiarkowego prochu, z dodatkiem innych substancji chemicznych.

Najbardziej widowiskowa część pokazu ma miejsce, gdy fajerwerk znajduje się już na bezpiecznej wysokości i poszczególne komory efektowe są odpalane przez małe lonty, zapalające się z opóźnieniem od głównego lontu. W zależności od sposobu upakowania w „głowie" komór efektowych obserwujemy wtedy eksplozję gwiazd albo wystrzelenie dużej ilość wtórnych mini-fajerwerków w różnych kierunkach, co powoduje kolejną serię mniejszych eksplozji w określonej sekwencji. 'Głowa' ma często kształt spiczastego stożka, co sprawia, że fajerwerk ma optymalny kształt aerodynamiczny i dzięki temu może osiągać większą prędkość.

Rysunek 1. Konstrukcja fajerwerku: 1 – kij („ogon"), 2 – zapalnik, 3 – ładunek wybuchowy, 4 – wypełnienie zapewniające atrakcyjne efekty wizualne, 5 – „głowa".

eprasa.pl 14b79c22e1

Chemia fajerwerków

Zjawiska fizyczne towarzyszące fajerwerkom wynikają z bardzo szybkich reakcji chemicznych między składnikami odpowiednich mieszanin. W tradycyjnych fajerwerkach stałe związki chemiczne znajdujące się wewnątrz fajerwerku ulegają spaleniu przekształcając się w inne związki lotne i stałe, a widocznym tego efektem jest wydzielający się dym i gazy spalinowe: mieszanina dwutlenku węgla, tlenku węgla, azotu i innych produktów zachodzących reakcji.

Z kolei efektowne barwy powstają dzięki zastosowaniu soli odpowiednich metali. Jak wiadomo, lotne sole niektórych pierwiastków, wprowadzone do płomienia palnika, zabarwiają go na odpowiedni kolor i ten efekt wykorzystuje się również w fajerwerkach. Niekiedy wykorzystuje się także barwniki organiczne.

Konstrukcyjna specyfika fajerwerków powoduje, że muszą one zawierać 6 zasadniczych składników chemicznych w odpowiednich proporcjach. Są to: **paliwo**, **czynnik utleniający**, **czynnik redukujący**, **związki barwiące**, **regulatory** i **spoiwo**.

Paliwo w fajerwerku to – w przypadku często używanego prochu czarnego – węgiel drzewny oraz siarka. **Czynnik utleniającym**, czyli po prostu utleniaczem mogą być: azotany(V), chlorany(V) lub chlorany(VII), przy czym chlorany(V) są najbardziej wybuchowymi substancjami. Sole te ulegają termicznemu rozkładowi według różnych schematów (gdzie X oznacza jon metalu alkalicznego, zwykle potasu).

$$2\,XNO_3 \rightarrow 2\,XNO_2 + O_2$$
$$2\,XClO_3 \rightarrow 2\,XCl + 3O_2$$
$$XClO_4 \rightarrow XCl + 2O_2$$

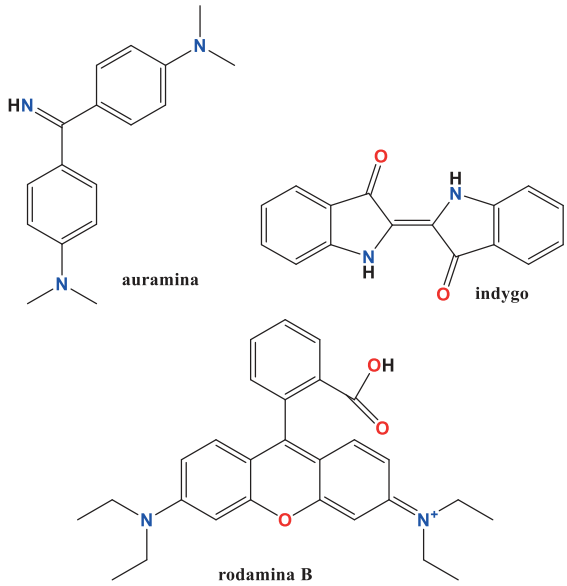
Przykładowa reakcja zachodząca między składnikami czarnego prochu jako: azotanem(V) potasu, siarką i węglem drzewnym jest wyrażona schematycznym zapisem.

$$2KNO_3 + S + 3C \rightarrow K_2S + N_2 + 3CO_2.$$

Kolejnym składnikiem fajerwerku są **regulatory**, wpływające na szybkość zachodzących reakcji. Są nimi różne metale, np. glin lub magnez w formie bardzo mocno rozdrobnionej. Im większa jest powierzchnia metalu, tym szybciej będzie zachodzić reakcja z jego udziałem.

To, jaki kolor będzie miał dany fajerwerk uzależnione jest od użytego **środka barwiącego,** który może być czystą substancją chemiczną lub mieszaniną związków**.** Jak wspomniano wyżej, do substancji nieorganicznych mogą być dodawane także barwniki organiczne, które to nadają kolor barwnym dymom. Do barwników tych należą np. auramina (dym zielony), indygo (dym niebieski lub zielony), rodamina B (dym czerwony lub fioletowy) (Rysunek 2).

Aż do XVIII wieku znane były tylko żółte i pomarańczowe sztuczne ognie. Dopiero później opracowano sposób uzyskiwania barwy czerwonej i zielonej, a „najmłodszymi" barwami są purpura i błękit, które uzyskano dopiero w XX wieku. W szczególności purpura i fiolet powstają ze zmieszania związków miedzi i strontu w odpowiednich proporcjach. Z kolei mieszanina soli strontu i litu nadaje fajerwerkom intensywny kolor czerwony.



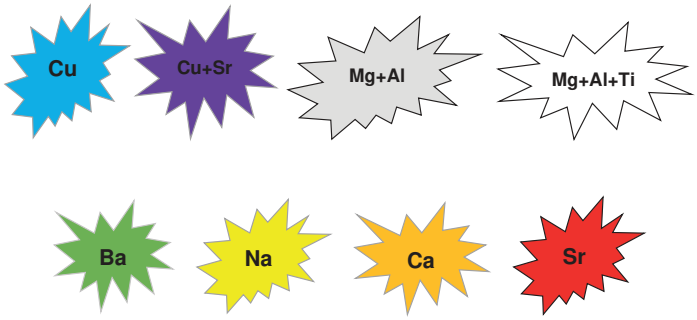
Rysunek 2. Barwniki organiczne stosowane w fajerwerkach.

Wzbudzone jony strontu emitują promieniowanie w zakresie 636 – 688 nm, jony baru: 505 – 535 nm, jony sodu: 589 nm, jony miedzi: 420 – 460 nm. Większą jaskrawość barw uzyskuje się, jak wskazano wcześniej, przez dodanie do mieszanin pyłów magnezowych lub aluminiowych, których spalanie podwyższa temperaturę układu nawet do 2100°C.

Fajerwerki, które mają pełnić przede wszystkim rolę oświetleniową, zawierają głównie azotan baru i glin, a ponadto magnez lub tytan. Z kolei mieszanki sygnalizacyjne, oprócz utleniacza i reduktora, zawierają składniki spowalniające spalanie (laktozę, szelak, PCW, styren).

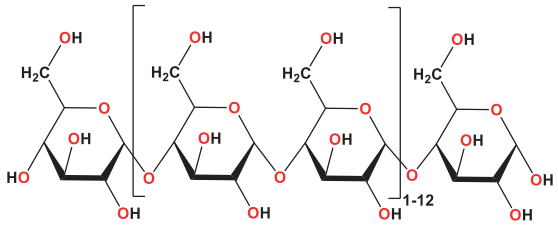
Tabela 1. Zabarwienie poszczególnych soli stosowanych w fajerwerkach

Metal	Kolor	Użyta sól
lit	czerwony	węglan, chlorek
sód	żółty, żółtopomarańczowy	azotan(V), szczawian, kriolit $NaAlF_6$
wapń	pomarańczowy	chlorek, siarczan(VI) i węglan
stront	czerwony	węglan, siarczan(VI) i azotan(V)
bar	zielony	chlorek, azotan(V), węglan, chloran(V)
miedź	niebieski	chlorek miedzi(II), węglan i CuO



Rysunek 3. Schematyczne kolory fajerwerków w zależności od użytej soli odpowiedniego metalu lub samego metalu

eprasa.pl 14b79c22e1



Rysunek 4. Budowa łańcucha polisacharydowego dekstryny.

Spoiwa w fajerwerkach stosowane są w celu nadania poszczególnym składnikom postaci pasty. Do najpopularniejszych spoiw zaliczana jest dekstryna, będąca polisacharydem o długości łańcucha od 3 do 14 merów, w którym występują wiązania α-1,4-glikozydowe (Rysunek 4). Warto dodać, że dekstryny – ze względu na łatwość ich otrzymywania oraz nietoksyczność – znajdują wiele praktycznych zastosowań, np. jako kleje, masy plastyczne, składniki mas tabletkowych i do produkcji jednorazowych naczyń ekologicznych.

Fizyka fajerwerków

Fajerwerki posiadają poza chemicznym, swój fizyczny wymiar, jakim są emisja dźwięku, wydzielanie ciepła, efekty świetlne czy ruch. Różne kombinacje spalanych substancji i innych dodatkowych wytwarzają całą gamę dźwięków. Dodatek trójtlenku bizmutu wywołuje charakterystyczny trzask, określany jako „jaja smoków". Dobrze znane, specyficzne „gwizdanie" towarzyszące odpalaniu fajerwerków wywołane jest wydzielaniem się dużych ilości gorącego dwutlenku węgla przechodzącego przez otwory cylindrów w fajerwerku.

Zgodnie z podstawowymi prawami fizyki, podczas reakcji spalania fajerwerk jest napędzany siłą opartą na 'akcji i reakcji' (zgodnie z trzecią zasadą dynamiki Newtona), podobnie jak w przypadku silników rakietowych. Istotne jest to, że fajerwerki zawsze powodują symetrycznie skierowane eksplozje. Ne obserwuje się eksplozji fajerwerków skierowanych jednostronnie, a takie wręcz idealnie symetryczne, co jest także zgodne z zasadą zachowania pędu.

Dlaczego eksplozje fajerwerków przyjmują różne kształty?

Gdyby każdy pokaz fajerwerków przebiegał tak samo, a różnił się jedynie barwą, to nie byłby on tak efektowny, jak zwykle, kiedy w napięciu oczekuje się kolejnego wystrzału, owocującego nieprzewidywalnym kształtem kolorowych świateł na niebie. Tajemnica tkwi w konstrukcji i ułożeniu opakowań poszczególnych składników, służącemu tworzeniu barier między „efektami".

Bardziej skomplikowane pociski są podzielone na jeszcze więcej sekcji, aby kontrolować czas wybuchów wtórnych. W konsekwencji istnieje wiele różnych rodzajów fajerwerków. Szczególnej konstrukcji ognie sztuczne, tzw. rzymskie świece co jakiś czas wysyłają z cylindra serię małych ognistych eksplozji. Obserwuje się wybuchy kuliste lub paraboliczne. Barwne kształty obserwowane na niebie są też obrazowo określane jako: chryzantema, kometa, palma, wierzby, piwonie, krzyżyki (Rysunek 5). Petardy, czyli części fajerwerków zaprojektowane tylko do wytwarzania głośnego dźwięku, są często są wbudowywane w górne „efekty" rakiet.

W profesjonalnych pokazach fajerwerki mogą być wystrzeliwane pojedynczo lub połączone w celu stworzenia kręcących się w trakcie odpalania kółek o różnych kształtach i rozmiarach.

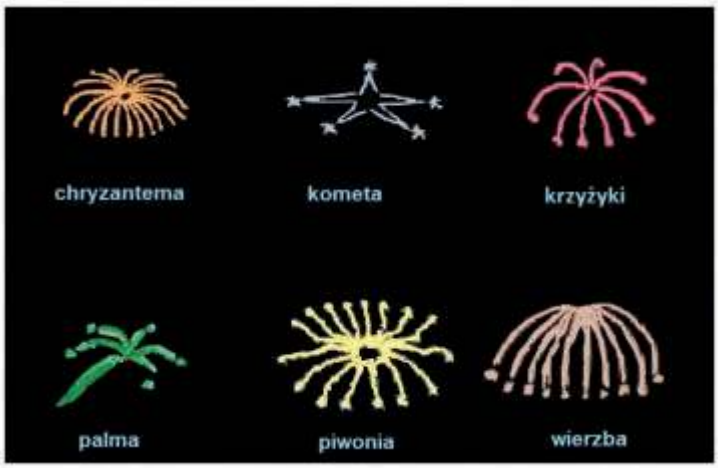
Jeden z największych odnotowanych pokazów sztucznych ogni odbył się w Dubaju w 2014 roku. Przygotowania trwały 10 miesięcy, w projekt i przeprowadzenie pokazu było zaangażowanych 200 ekspertów, 100 komputerów oraz zużyto pół miliona fajerwerków, a cale widowisko trwało 6 minut!

Należy jednak wskazać, że poza emocjonującymi efektami wizualnymi fajerwerki mają niestety także swoje drugie oblicze. Okazuje się, że przy okazji jednego dużego widowiska, kiedy to wystrzeleniu w powietrze ulega kilkadziesiąt czy nawet więcej fajerwerków, produkty ich spalania opadają na ziemię tworząc różnoskładnikowa toksyczną warstwę.

Zimne ognie

Szczególnym rodzajem fajerwerków przystosowanych do użytku w pomieszczeniach zamkniętych są zimne ognie (Rysunek 6). Mają one przeważnie formę prostego, cienkiego metalowego drutu (zdarzają się również zimne ognie o innych kształtach) pokrytego w połowie lub 3/4 długości szarą masą, która paląc się wytwarza duże ilości iskier.

Pirotechniczna masa iskrząca składa się z ok. 45–50% azotanu baru, a pozostałe składniki to kwas borowy, opiłki żelaza dające efekt iskrzenia oraz sproszkowany glin lub magnez. W produkcji zimnych ogni składniki łączy się w postaci pasty, używając do tego celu wody (która odparowuje z mieszaniny w ciągu około tygodnia) albo lepiku – kleju dekstrynowego.



Rysunek 5. Kształty barwnych rozbłysków fajerwerków.

eprasa.pl 14b79c22e1

Rysunek 6. Zimne ognie

W zapalonym zimnym ogniu następuje utlenianie glinu przez tlen pochodzący z termicznego rozkładu azotanu(V) baru Tak zapoczątkowana reakcja wytwarza bardzo duże ilości ciepła (temperaturę rzędu 1000°C – 1600°C), w wyniku czego rozgrzane opiłki żelaza zostają wyrzucone na zewnątrz. Silnie ogrzane, małe cząstki żelaza spalają się w powietrzu tworząc efektowne iskry.

Podsumowanie

Sztuczne ognie towarzyszą ludziom od tysięcy lat. Przez ten czas miały różne zastosowanie, a ich skład, a także bezpieczeństwo ich stosowania podlegały odpowiednim modyfikacjom. Corocznie powitanie Nowego Roku związane jest tradycyjnie z nieodłącznym podniebnym widowiskiem jakim są eksplozje wielobarwnych i różnokształtnych fajerwerków. Fajerwerki łączą w sobie jednocześnie skomplikowany układ przemian chemicznych i fizycznych, choć zapewne podziwiając ich ulotne piękno prawie nikt o tym w tej szczególnej chwili nie myśli.

Dr Joanna Kurek
Wydział Chemii Uniwersytetu im. Adama Mickiewicza

Literatura:

[1] M.S. Russell, The Chemistry of Fireworks The Royal Society of Chemistry, 2009. A detailed introduction to the chemistry (and physics) of fireworks, including the principles behind all the main types of firework, sound and lighting effects, safety, and legislation.
[2] R. Lancaster, Fireworks: Principles and Practice. Chemical Publishing Co., 2005.
[3] S. Werrett, Fireworks: Pyrotechnic Arts and Sciences in European History, University of Chicago Press, 2010.
[4] T. Kentish, The Pyrotechnist's Treasury: A Guide to Making Fireworks and Pyrotechnics. Project Gutenberg.
[5] T. Andrade, The gunpowder age: China, Military Innovation and the rise of the West In the World history. Princeton University Press, 2017, s.44.

Pokaz sztucznych ognii. Foto – Adobe Stock

eprasa.pl 14b79c22e1

Historia materiałów wybuchowych w skrócie

Od nitrogliceryny poprzez dynamit i inne wynalazki Alfreda Nobla, do trotylu, aż po heksogen, oktogen i HNIW

Radosław Trębiński

Foto – Adobe Stock

Historia materiałów wybuchowych rozpoczęła się przewrotnie. Oto chińscy alchemicy w VIII wieku poszukiwali na zlecenie cesarza eliksiru nieśmiertelności. Wynaleźli substancję o wręcz przeciwnym działaniu. A otrzymali ją mieszając siarkę, saletrę potasową i węgiel drzewny. Węgiel nadawał mieszaninie kolor, stąd pierwszy materiał wybuchowy nazwano prochem czarnym.

Proch czarny – wojenny „monopolista" przez 11 wieków

Przez pierwsze trzy wieki Chińczycy napełniali nim petardy mające odstraszyć złe duchy. W XI wieku zastosowali go w działaniach wojskowych, wówczas powstała pierwsza w świecie wytwórnia materiałów wybuchowych. Pierwszą „ognistą lancą" był wydrążony pień bambusa, który wypełniano prochem czarnym i pociskami.

W Europie skład prochu czarnego uważano za wiedzę tajemną. Skład podany w XII w. przez mnicha Rogera Bacona różni się od współczesnego tym, że było w nim mniej saletry, której cena dorównywała wówczas cenie srebra. Początkowo proch wyrabiano rozdrabniając składniki i mieszając je w moździerzu. W XV wieku zaangażowano do tego drewniane stemple. W XVIII wieku opracowano metodę wyrabiania ciasta prochowego w młynach prochowych.

W XIV wieku stosowano proch w armatach i w ręcznej broni palnej – Adobe Stock

Do celów wojskowych w Europie proch wykorzystywano od XIV wieku. W 1325 w angielskiej literaturze ukazały się ilustracje przedstawiające armatę napełnianą prochem czarnym. Zapłon prochu powodowano rozgrzanym do czerwoności metalowym prętem. Początkowo armaty strzelały kulami kamiennymi. W XVII wieku wprowadzono wybuchowe pociski. Były to metalowe skorupy wypełniane czarnym prochem, do tego dołączano lont, który powodował wybuch. Proch pełnił rolę zarówno materiału napędzającego pociski, jak i kruszącego, który rozrywał skorupę pocisku.

Od XIV wieku datuje się też zastosowanie prochu w ręcznej broni palnej. Pierwsze strzelby strzelały na ok. 50 m, a łucznicy strzelali z 200 m. Musiały upłynąć trzy wieki, zanim broń palna wyparła łuki z pól bitewnych. Wadą prochu czarnego było wydzielanie się gęstego, duszącego dymu w czasie jego spalania. XVII-XIX wieczne pola bitewne były zatem zasnute dymem.

W XVI wieku zastosowano proch w celach inżynieryjnych. Na dużą skalę proch został zastosowany we Francji, przy budowie i pogłębianiu Kanału Langwedockiego, który połączył Morze Śródziemne z Oceanem Atlantyckim. Proch wykorzystywano też od XVII wieku w górnictwie. Technologia ta nie była jednak doskonała i wiele zależało od przypadku – górnicy ginęli podczas przedwczesnego wybuchu.

Nitrogliceryna – nowa era materiałów wybuchowych

W 1847 włoski chemik otrzymał substancję, która zapoczątkowała zmierzch prochu czarnego. Działał on mieszaniną kwasu azotowego i siarkowego na glicerynę. Oleista ciecz nazwana została nitrogliceryną. W nitroglicerynie zarówno paliwo, jak i utleniacz znajdują się w jednej cząsteczce chemicznej. Po zainicjowaniu wybuchu rozprzestrzenia się fala

eprasa.pl 14b79c22e1

uderzeniowa, która momentalnie spręża i podgrzewa nitroglicerynę. Cząsteczka nitrogliceryny rozpada się, a jej części reagują ze sobą. W milionowych częściach sekundy następuje przemiana materiału wybuchowego w gazowe produkty wybuchu. Proces ten nazywany jest detonacją od łacińskiego słowa *tonare*, co znaczy „grzmieć". Efekt wybuchu nitrogliceryny jest znacznie silniejszy niż ten, który dawał proch czarny.

Nitrogliceryna z jednej strony jest trudna do pobudzenia, a z drugiej – bardzo wrażliwa na wstrząs. Wybudowana w 1865 roku w Niemczech największa wówczas wytwórnia nitrogliceryny wybuchła w rok po wybudowaniu. Odbudowano ją, ale 4 lata później sytuacja się powtórzyła. Wypadki związane z nitrogliceryną prowadzą do postaci Alfreda Nobla – w 1864 tak zginął jego najmłodszy brat. Alfred Nobel miał więc osobiste powody, aby ujarzmić kapryśną naturę nitrogliceryny – wyjaśniał prof. Trębiński.

Nobel zastosował wybuch prochu czarnego jako pewny sposób na pobudzenie nitrogliceryny. Tak powstał pierwszy zapalnik. W obecnych czasach używa się w zapalnikach innych substancji – materiałów wybuchowych inicjujących.

Dynamit, bawełna strzelnicza i proch biały

Drugi wielki wynalazek Nobla przyniósł mu wielki majątek, z którego do dziś finansowane są nagrody naukowe. Była to plastyczna substancja zdolna do detonacji. Była znacznie mniej wrażliwa – Nobel nazwał ją dynamitem od greckiego słowa *dynamis* oznaczającego siłę. W rok po tym odkryciu w fabrykach Nobla wyprodukowano 11 ton dynamitu. 10 lat później – w 16 fabrykach produkowano 5 tys. ton dynamitu rocznie. Wyparł on proch czarny z użycia w inżynierii cywilnej i w górnictwie.

Dynamit nie mógł być jednak użyty do miotania pocisków, ponieważ wówczas armaty i karabiny byłyby sprzętem jednorazowego użytku. Niemiecki chemik Schönbein odkrył substancję, która z czasem wyparła czarny proch jako miotający materiał wybuchowy. Działał on mieszaniną kwasu azotowego i siarkowego na włókna bawełniane. Tak powstała bawełna strzelnicza, wykorzystywana potem w minach i torpedach. Francuski chemik Paul Vieille przekształcił ją w dobry materiał prochowy. Tak powstał proch biały, plastyczny, który łatwo dało się formować w ziarna prochowe.

Kolejnym wynalazkiem Nobla był proch nitroglicerynowy. Mieszając nitroglicerynę z wynalazkiem Schönbeina otrzymał ciasto prochowe, które jak proch biały dało się formować w ziarno prochowe. Patent Nobla obeszli Anglicy Fryderyk Abel i James Dewar, używając innej formy bawełny strzelniczej. Nowy proch nazwano prochem sznurowym. Do jego produkcji wykorzystywano maszyny do produkcji makaronu, z których proch wychodził w postaci sznura. Proch biały, proch nitroglicerynowy i proch sznurowy są produkowane do dzisiaj. W latach 70-tych XX wieku zaczęto rozwijać nowe rodzaje prochów mieszając silne materiały wybuchowe z plastyczną substancją. Nazywane są prochami kompozytowymi.

Czwarty wynalazek Nobla dał światu substancję o charakterze galaretki – żelatynę wybuchową. Ze względu na konsystencję łatwo ją było ładować do otworów skałowych przy kruszeniu twardych skał.

Dynamit zastąpił w górnictwie czarny proch – Adobe Stock

Trotyl i co dalej?

Z materiałów, które ostatecznie wyparły proch czarny z pocisków wybuchowych pierwszym był kwas pikrynowy. Z początku był on używany jako barwnik do barwienia tkanin. Od końca XIX w. we Francji i w Anglii zaczęto go stosować w pociskach.

Kolejny niemiecki chemik Julius Willbrand wynalazł trotyl. Stopiony trotyl można było nalewać do skorup pocisków wybuchowych. Trotyl nie oddziaływał z metalową skorupą pocisku, podczas gdy kwas pikrynowy powodował jej korozję i należało ją lakierować od wewnątrz.

Od końca XIX w. znano już materiały wybuchowe silniejsze od trotylu – pentryt i heksogen. Do ich produkcji potrzebna była duża ilość alkoholu metylowego. Dlatego znalazły zastosowanie dopiero w czasie II Wojny Światowej w działaniach dywersyjnych, szczególnie w postaci tzw. „plastiku". Składnikiem „plastiku" są oleje roślinne.

Mimo że historia materiałów wybuchowych nieodłącznie wiąże się z historią działań wojennych, stanowi to tylko nikły procent wykorzystania takich materiałów w porównaniu do celów przemysłowych. W przemyśle wymagany jest niski koszt produkcji i mała wrażliwość materiałów – taka, aby można było je bezpiecznie transportować. Ideałem byłby materiał złożony z niewybuchowych składników mieszanych tuż przed strzałem. Takie warunki spełnił m.in. łamacz skał – chloran potasu z nitrobenzenem. Ten i inne materiały wytwarzane na miejscu w kopalniach stały się popularne w górnictwie. Z czasem pojawiły się saletrole, będące mieszaniną popularnego nawozu z olejem silnikowym, potem zastąpiły je materiały zawiesinowe, potem emulsyjne, które można sporządzać na miejscu w kopalni i nalewać do otworu strzałowego.

Obecnie największą siłę wybuchu daje materiał o skrócie HNIW. Powodowane przezeń ciśnienie wybuchu jest trzy razy większe od ciśnienia wybuchu trotylu.

***

Historię materiałów wybuchowych przedstawił w ramach 25 Festiwalu Nauki w Warszawie prof. dr hab. inż. Radosław Trębiński z Wojskowej Akademii Technicznej. Wykład prof. Trębińskiego odbył się online 20 września w ramach lekcji festiwalowych.

Drukujemy za PAP Nauka w Polsce

eprasa.pl 14b79c22e1

Asymetryczna organokataliza
i Nagroda Nobla z chemii w 2021 roku

Tegoroczną Nagrodę Nobla z chemii otrzymało dwóch naukowców: Benjamin List z Instytutu Maxa Plancka (Niemcy) oraz David MacMillan z Uniwersytetu Princeton (USA) za wkład w rozwój asymetrycznej organokatalizy, czyli opisując to prościej, za opracowanie skutecznych selektywnych metod syntezy związków chiralnych, a właściwie jednego z ich enancjomerów, przy zastosowaniu małocząsteczkowych homochiralnych związków organicznych jako katalizatorów.

Fotografie Laureatów Nagrody Nobla z chemii prezentowane podczas ich ogłaszania 6 października 2021 r. www.nobelprize.org/prizes/chemistry/2021/prize-announcement/

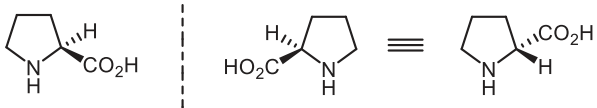
Piotr Kwiatkowski

Zanim jednak dokładniej przedstawię nagrodzone osiągnięcie, przybliżę w skrócie podstawowe informacje nawiązujące do tego zagadnienia, uzasadniające celowość badań Noblistów oraz przedstawię tło historyczne rozwoju tego kierunku syntezy organicznej.

Zjawisko chiralności

Chiralne związki organiczne są wszechobecne w otaczającym nas świecie i stanowią nieodłączny element materii ożywionej. Trudno wyobrazić sobie funkcjonowanie życia bez takich molekuł jak aminokwasy czy cukry, których w ogromnej większości dotyczy zjawisko chiralności. Wiąże się ono z występowaniem molekuł w postaci dwóch form, które są wzajemnymi odbiciami lustrzanymi nienakładającymi się na siebie.

Prostym przykładem może być naturalny aminokwas L-prolina i jego druga forma będąca lustrzanym odbiciem - D-prolina (Rysunek 1). Związki takie nazywane są enancjomerami lub izomerami optycznymi, gdyż skręcają płaszczyznę światła spolaryzowanego w przeciwnych kierunkach. To, że poniższy rysunek przedstawia prolinę jest



L-prolina lub (*S*)-(-)-prolina

D-prolina lub (*R*)-(+)-prolina

Rysunek 1. Enancjomery proliny

nieprzypadkowe, ponieważ związek ten miał kluczowy wpływ na rozwój asymetrycznej katalizy organicznej, za którą przyznana została Nagroda Nobla.

W przyrodzie bardzo często ma miejsce występowanie jednego z enancjomerów w zdecydowanej przewadze. Przykładem takich związków może być wspomniana L-prolina oraz inne L-aminokwasy, a także cukry szeregu D. Ze źródeł naturalnych pozyskuje się także wiele innych enancjomerycznie czystych (homochiralnych) grup związków organicznych, takich jak np. steroidy, terpenoidy oraz różnorodne alkaloidy. Wśród nich jest wiele substancji homochiralnych, które znalazły zastosowanie w medycynie jak np. taksol, morfina, winkrystyna. Często są to dość złożone strukturalnie związki zawierające kilka, a nawet kilkanaście centrów stereogenicznych (tj. atomów węgla połączonych z czterema różnymi grupami/podstawnikami), ale występujące w przyrodzie w postaci jednego z enancjomerów.

Należy podkreślić, że enancjomery tego samego związku bardzo często w różny sposób oddziałują z organizmami żywymi. Przykładem może być chociażby odmienna aktywność enancjomerów leku, a w niektórych przypadkach różnice możemy ocenić bardziej bezpośrednio, ponieważ obserwujemy różny zapach (np. dla (*R*)- i (*S*)-limonenu czy karwonu) lub smak (np. aminokwasy). Wynika to z tego, iż receptory (białka) są homochiralne (zbudowane z określonych enancjomerów aminokwasów), przez co mogą występować różnice w odpowiednim dopasowaniu i energii oddziaływań pomiędzy określonym białkiem a enancjomerem *R* lub *S* „gościa" czy substratu. Możemy to porównać do sytuacji, kiedy np. próbujemy założyć lewy but na prawą nogę – nasza noga (receptor) jest w stanie bardzo łatwo odróżnić prawy but od lewego.

eprasa.pl 14b79c22e1

Wiele interesujących i ważnych związków enancjomerycznie czystych nie jesteśmy jednak w stanie pozyskać ze źródeł naturalnych, ponieważ tam nie występują lub ich zawartość jest znikoma. W takich sytuacjach pozostaje otrzymanie ich na drodze syntezy w laboratorium. Jednym z podejść jest klasyczna synteza prowadząca do związków racemicznych (równomolowej mieszaniny enancjomerów), a następnie ich rozdział na enancjomery, który może okazać się trudny i czasochłonny. Warto przypomnieć przy tej okazji, że po raz pierwszy enancjomery rozdzielił w połowie XIX wieku Louis Pasteur, do czego wykorzystał sole kwasu winowego. Wracając do syntezy racematów, należy pamiętać, że po ich rozdziale otrzymujemy dużą ilość często zbędnego materiału (~50% drugiego enancjomeru), co jest podejściem nieekonomicznym i obciążającym środowisko (nieekologicznym).

Enancjoselektywna synteza

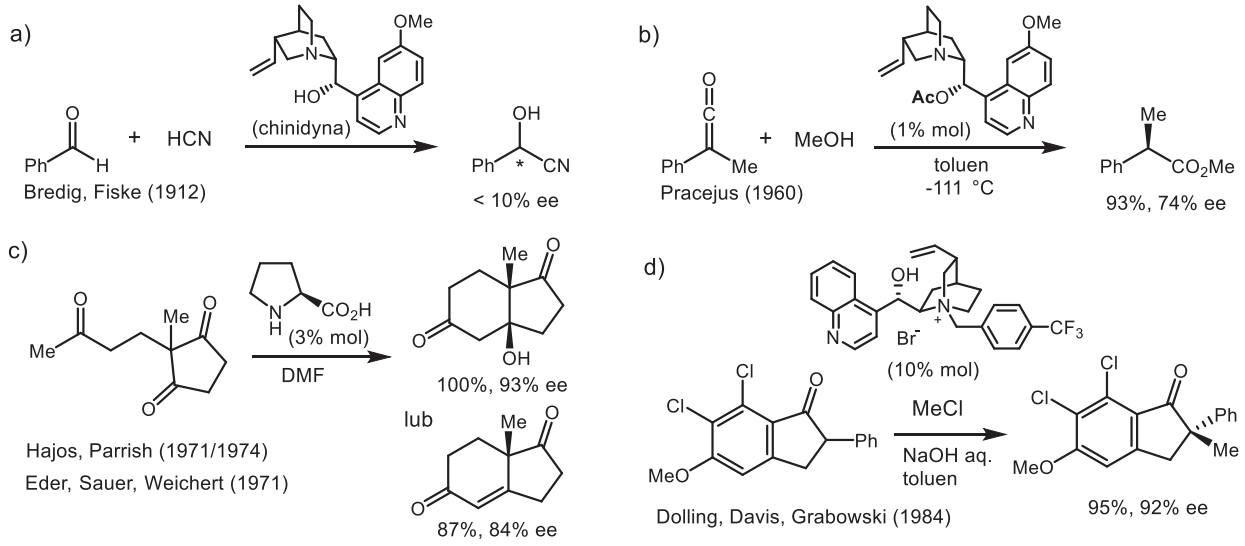
Jedną z najważniejszych i nowoczesnych strategii w syntezie związków enancjomerycznie wzbogaconych jest stosowanie homochiralnych cząsteczek jako katalizatorów. Reakcje takie przebiegają przez diastereoizomeryczne stany przejściowe, które w celu uzyskania wysokiej enancjoselektywności powinny różnić się odpowiednio energią. Działanie chiralnych katalizatorów można porównać do odcisków, jakie wykonamy prawą lub lewą dłonią – odciski będą przypominały odbicia lustrzane.

Nieliczne przykłady prób przeprowadzenia takich enancjoselektywnych reakcji pojawiły się już w pierwszej połowie XX wieku, ale zwiększenie zainteresowania tym kierunkiem badań przypadło na lata siedemdziesiąte, a kolejne dwie dekady przyniosły już wiele skutecznych rozwiązań, które pozwalały prowadzić wybrane typy reakcji w sposób wydajny i wysoce enancjoselektywny. Pod koniec XX wieku asymetryczna kataliza była już dobrze rozwiniętą dziedziną syntezy organicznej opartą na dwóch głównych filarach – katalizie z udziałem chiralnych kompleksów metali oraz biokatalizie, czyli ściślej enancjoselektywnych reakcjach enzymatycznych.

Duży postęp w enancjoselektywnej syntezie z udziałem kompleksów metali przyczynił się do tego, że w 2001 roku trzech chemików zostało uhonorowanych Nagrodą Nobla. Za prace nad katalizą asymetryczną nagrodę otrzymali wtedy William Knowles (1917–2012), Ryōji Noyori (ur. 1938) i Barry Sharpless (ur. 1941). W przypadku dwóch pierwszych laureatów dotyczyła ona enancjoselektywnych reakcji uwodornienia (redukcji) głównie prochiralnych alkenów i związków karbonylowych, w których kluczową rolę odegrały kompleksy rodu i rutenu. Opracowane metody zastosowano np. do syntezy takich ważnych związków jak L-DOPA, (*S*)-naproksen oraz (–)-mentol. Natomiast ostatni z nagrodzonych opracował skuteczne metody enancjoselektywnego utleniania alkenów do epoksydów lub 1,2-dioli, a kluczową rolę w tych reakcjach odegrały chiralne kompleksy tytanu oraz osmu.

Poza chiralnymi kompleksami metali oraz enzymami, możliwe jest także prowadzenie reakcji w sposób enancjoselektywny przy udziale chiralnych małocząsteczkowych związków organicznych, jednak podejście to w XX wieku miało ograniczone zastosowanie oraz skuteczność. Pierwsze dobrze udokumentowane próby takich reakcji pochodzą z roku 1912, kiedy to Bredig i Fiske opisali addycję HCN do benzaldehydu w obecności chiralnych alkaloidów - chinidyny i chininy (Schemat 1a).[1] W wyniku reakcji otrzymali odpowiednią cyjanohydrynę z niskim nadmiarem enancjomerycznym (około 10% ee, co oznacza skład enancjomerów ~ 55:45).

Ważnym krokiem w rozwoju tej dziedziny były prace Pracejusa opublikowane w 1960 roku.[2] Wykazał on, że proste pochodne alkaloidów kory chinowej pozwalają uzyskać enancjoselektywność na poziomie 74% (skład enancjomerów 87:13) w reakcji metanolu z prochiralnym ketenem (Schemat 1b).



Schemat 1. Wybrane wczesne przykłady enancjoselektywnych reakcji organokatalitycznych

eprasa.pl 14b79c22e1

Na początku lat siedemdziesiątych grupy badawcze w firmach Hoffmann-La Roche i Schering AG opracowały ważny przykład wewnątrzcząsteczkowej reakcji aldolowej katalizowanej proliną, w wyniku czego uzyskano bicykliczne diketony, z wysokimi nadmiarami enancjomerycznymi do 93% (Schemat 1c).[3] Produkty te miały istotne znaczenie, ponieważ stosowano je w syntezach pochodnych steroidowych.

Prace z proliną, [3] jak się później okazało, miały również kluczowy wpływ na dalszy rozwój organokatalizy. Jednak przykłady reakcji enancjoselektywnych katalizowanych kompleksami metali z przełomu lat 60/70 dały zdecydowanie mocniejszy impuls do rozwoju tego drugiego kierunku katalizy asymetrycznej w XX wieku. W tym czasie pojawiło się niewiele przykładów enancjoselektywnych reakcji katalizowanych przez małocząsteczkowe związki organiczne pozbawione metali.

W latach osiemdziesiątych zaczął się rozwijać enancjoselektywny wariant katalizy przeniesienia międzyfazowego, w którym stosowano chiralne czwartorzędowe sole amoniowe oparte na alkaloidach kory chinowej (Schemat 1d). [4] Z powodzeniem zastosowano to podejście np. w enancjoselektywnej syntezie nienaturalnych aminokwasów. Ten nurt katalizy również można zakwalifikować jako asymetryczną organokatalizę, chociaż niekiedy jest on wyodrębniany.

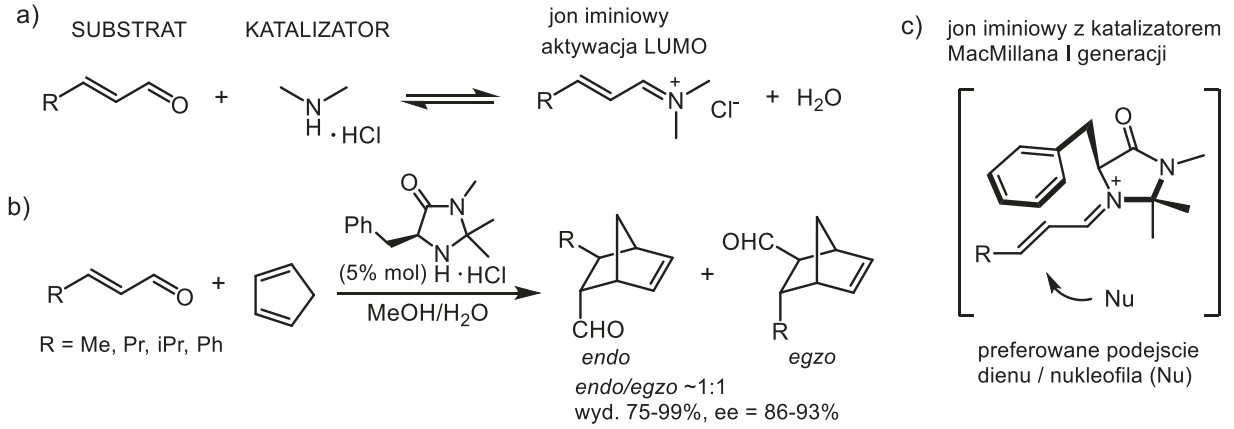
Na przełomie lat 70/80 Wynberg zaprezentował nowe możliwości zastosowania alkaloidów kory chinowej jako katalizatorów w innych wariantach reakcji enancjoselektywnych (np. cykloaddycji).[5] Ponadto, w reakcji Streckera z powodzeniem wykorzystano cykliczne dipeptydy,[6] natomiast w reakcjach epoksydacji chalkonów użyto poli-aminokwasów (np. poli-L-leucyny, rodzaju prostych syntetycznych enzymów).[7] W latach dziewięćdziesiątych najważniejsze odkrycia w obszarze asymetrycznej katalizy organicznej dotyczyły epoksydacji prostych olefin z użyciem katalizatora Shi, otrzymanego z fruktozy,[8] oraz wprowadzenia przez Jacobsena chiralnych zasad Schiffa, zawierających tiomoczniki,[9] jako bardzo skutecznych katalizatorów reakcji Streckera.

Laureaci i ich prace

W roku 2000, do gry na polu asymetrycznej katalizy pozbawionej metali, wkroczyli tegoroczni Nobliści, mający wówczas po 32 lata - Benjamin List i David MacMillan. Właściwie dopiero co (w latach 1998-1999) zaczynali oni swoje samodzielne badania. Pochodzący z Frankfurtu Benjamin List uzyskał dyplom z chemii w 1993 roku, po studiach w Berlinie. Doktorat obronił na Uniwersytecie we Frankfurcie w 1997 roku. Następnie wyjechał do Stanów Zjednoczonych, gdzie w *Scripps Research Institute* (La Jolla) pracował do 2003 roku. Tam też powstały najważniejsze prace, które miały duży wpływ na dalszy rozwój asymetrycznej katalizy organicznej.

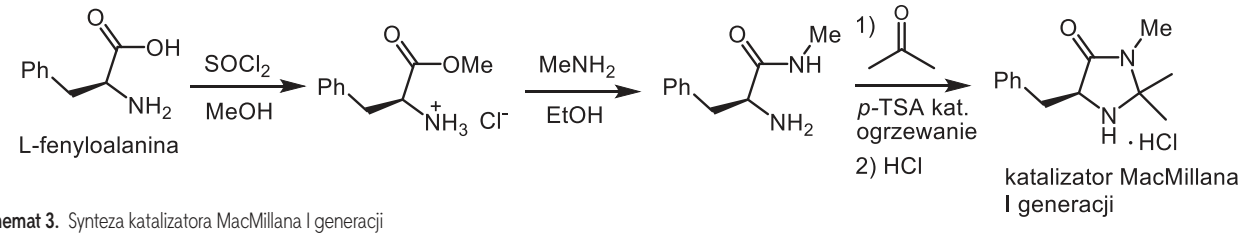
Drugi z laureatów, David MacMillan urodził się w 1968 roku w Bellshill na terenie Szkocji. Studia chemiczne ukończył na Uniwersytecie w Glasgow, po czym w 1991 roku wyjechał na studia doktoranckie na Uniwersytecie Kalifornijskim w Irvine, gdzie pod kierunkiem prof. L. Overmana zajmował się głównie syntezą produktów naturalnych. W 1996 roku rozpoczął staż podoktorski na Uniwersytecie Harvarda w grupie prof. D. Evansa, podczas którego prowadził badania dotyczące katalizy asymetrycznej z udziałem kompleksów metali (cyny, miedzi i skandu). W roku 1998 rozpoczął samodzielne badania na Uniwersytecie Kalifornijskim w Berkeley, natomiast w 2000 roku przeniósł się na Caltech. Na początku 2000 roku opublikował kluczową pracę w *J. Am. Chem. Soc.*, która znalazła się w uzasadnieniu noblowskim, (obecnie ponad 1200 cytowań).[10] Dotyczyła ona „nowych strategii w katalizie organicznej" oraz „pierwszej wysoce enancjoselektywnej organokatalitycznej reakcji Dielsa-Aldera".

Co ciekawe, była to jego druga w karierze samodzielna publikacja. Pokazał w niej nowy sposób aktywowania α,β-nienasyconych aldehydów poprzez sole chiralnych drugorzędowych amin (Schemat 2a). Odwracalna kondensacja drugorzędowej aminy z α,β-nienasyconym aldehydem prowadzi do utworzenia jonu iminiowego, który łatwiej reaguje z czynnikiem nukleofilowym, co można wyjaśnić obniżeniem energii orbitalu LUMO (ang. *Lowest Unoccupied Molecular Orbital)* względem aldehydu.



Schemat 2. Koncepcja organokatalizy iminiowej wprowadzona przez Davida MacMillana

eprasa.pl 14b79c22e1



Schemat 3. Synteza katalizatora MacMillana I generacji

Ten sposób aktywacji, tzw. iminiowej, z powodzeniem zastosował w enancjoselektywnej reakcji Dielsa-Aldera (Schemat 2b), której odkrywcy notabene również zostali uhonorowani Nagrodą Nobla w roku 1950. Zastosowanie homochiralnej soli aminy jako katalizatora prowadzi do utworzenia chiralnego jonu iminiowego (Schemat 2c), który reaguje z cyklopentadienem z wysoką selektywnością (preferowane podejście od dołu). Ponadto tegoroczny Noblista wprowadził oryginalny typ katalizatora, który można łatwo uzyskać z aminokwasu fenyloalaniny (Schemat 3). Związki tego typu są obecnie nazywane katalizatorami MacMillana pierwszej generacji. Publikacja ta zawierała również jeszcze jeden bardzo ważny element – MacMillan jako pierwszy użył słowa organokataliza („organocatalysis") i tym samym, jak się później okazało, bardzo trafnie określił ten typ katalizy. Niewątpliwie takie zdefiniowanie obszaru badawczego bardzo pomogło w jego dalszym rozwoju, popularyzacji oraz łatwiejszym przeszukiwaniu literatury w tej tematyce.

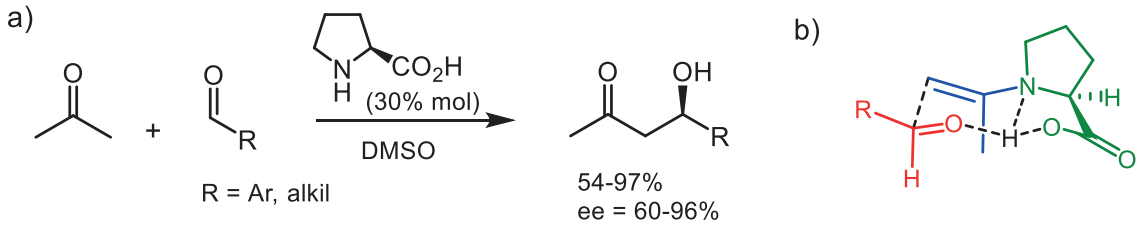
Właściwie w tym samym czasie Benjamin List pracował w *Scripps Research Institute* (La Jolla), początkowo w laboratorium Carlosa Barbasa III (1964–2014), gdzie zajmował się głównie reakcjami aldolowymi, katalizowanymi szczególnymi enzymami (katalitycznymi przeciwciałami). Zastanawiał się jednak, czy pojedynczy aminokwas lub inne proste molekuły mogą wykonać to samo zadanie co enzym, który zawiera setki aminokwasów. Przetestował hipotezę z aminokwasem proliną, który był już używany jako katalizator na początku lat 70-tych [3] i stwierdził, że ta prosta cząsteczka działa bardzo dobrze, tym razem w międzycząsteczkowej reakcji aldolowej (Schemat 4a).

Na początku 2000 roku List opublikował w *J. Am. Chem. Soc.* swoją kluczową pracę, [11] przedstawioną w uzasadnieniu noblowskim, dotyczącą enancjoselektywnej międzycząsteczkowej reakcji aldolowej katalizowanej proliną, której współautorem jest również prof. Barbas. Jest to przykład zastosowania aktywacji enaminowej (Schemat 4b), nawiązujący do wcześniejszych prac z lat 70-tych, w których również użyto proliny (Schemat 1c).

Co interesujące, jest to pierwsza praca Lista, gdzie jest autorem korespondencyjnym oraz jest to dotychczas najlepiej cytowana jego publikacja (ok. 2250 cytowań). Tego roku opublikował jeszcze dwie inne istotne prace w tym samym czasopiśmie naukowym, dotyczące organokatalizy z proliną w reakcji aldolowej i Mannicha. [12] Jego badania pokazały, że ten typ aktywacji może mieć bardziej uniwersalne i szerokie zastosowanie w organokatalizie, a proste cząsteczki mogą naśladować enzymy. Jednak używanie proliny nie zawsze było skuteczne i miało pewne ograniczenia, ponieważ jest ona słabo rozpuszczalna w typowych rozpuszczalnikach organicznych.

Kolejne lata pokazały wiele przykładów zastosowań aktywacji enaminowej, szczególnie z użyciem innych katalizatorów, również pierwszorzędowych amin. Wiele grup badawczych włączyło się w studiowanie tego typu procesów. [13] W tych reakcjach aminokatalizatory kowalencyjnie wiążą się z aldehydami lub ketonami zawierającymi co najmniej jeden atom wodoru w pozycji α, a powstałe enaminy reagują z wieloma czynnikami elektrofilowymi. Pozwala to na względnie łatwą funkcjonalizację odpowiednich aldehydów i ketonów w pozycji α z utworzeniem chiralnych produktów. W późniejszych latach badane były również procesy, w których pośrednią formą aktywną była dienamina.

List w 2003 roku wrócił do Niemiec i związał się z *Max-Planck-Institut für Kohlenforschung*, gdzie pracuje do dziś [14] i pełni tam także funkcję dyrektora. Wciąż zajmuje się tematami związanymi z organokatalizą, a w ostatnich latach dotyczą one głównie zastosowania kwasów Brønsteda jako enancjoselektywnych katalizatorów. Jest współautorem ok. 230 oryginalnych prac (w tym 6 w *Science* i 4 w *Nature*). Jego wszystkie prace były cytowane łącznie ponad 30000 razy, a *h*-index wynosi ok. 87.



Schemat 4. Pierwsze wyniki badań Benjamina Lista dotyczące reakcji aldolowej katalizowanej L-proliną

eprasa.pl 14b79c22e1

Wracając jeszcze do Davida MacMillana, w roku 2006 przeniósł się na Uniwersytet Princeton, gdzie pracuje do dziś. [15] Do roku 2010 opublikował prawie 50 prac dotyczących asymetrycznej organokatalizy, z których istotna część dotyczyła różnych typów funkcjonalizacji α,β-nienasyconych związków karbonylowych opartych na aktywacji iminiowej. Ponadto w roku 2007 wprowadził do niej nowy typ aktywacji, tzw. aktywację SOMO (ang. *Singly Occupied Molecular Orbital*), którą zastosował do α-alkilowania aldehydów [16] oraz połączył organokatalizę z katalizą fotoredox (2008). [17]

Wspomniana praca z fotokatalizy jest obecnie jego najlepiej cytowaną publikacją (prawie 1500 cytowań). Poza tym pokazał ważne zastosowania katalizy organicznej w syntezie monosacharydów oraz reakcjach kaskadowych. Od roku 2008 do 2013 w jego pracach widać stopniowo zmniejszające się zainteresowanie klasyczną organokatalizą oraz reakcjami enancjoselektywnymi.

W kolejnych latach jego badania w głównej mierze dotyczyły już procesów fotokatalitycznych, najczęściej w połączeniu z metalami oraz różnymi reakcjami sprzęgania. Jest autorem ponad 150 oryginalnych artykułów (w tym 9 w *Science* i 8 w *Nature*) łącznie cytowanych ponad 40000 razy (*h*-index ~100), z których około 70 nawiązuje do asymetrycznej organokatalizy.

Rosnąca popularność organokatalizy

Pierwsze publikacje tegorocznych Noblistów dotyczące organokatalizy oraz ich aktywność w kolejnych latach niewątpliwie wpłynęły na szybko rosnące zainteresowanie badaniami w tym obszarze. W 2001 roku w tej tematyce ukazało się około 10 publikacji, w 2002 roku było ich już ponad 20, w kolejnym liczba ta wzrosła do ~50, w 2004 wyraźnie przekroczyła 100, natomiast w roku 2005 opublikowano już około 250 prac. [18] Intensywność badań nad reakcjami organokatalitycznymi wciąż rosła i w roku 2007 liczba ta zbliżała się do 600 prac, a 2010 roku ukazało się ich około 1000. Tendencja wzrostowa utrzymywała się do 2016 roku (około 1500 prac), choć w ostatnich latach ich liczba się zmniejsza, to wciąż utrzymuje się na bardzo wysokim poziomie (ponad 1200 rocznie).

Do dziś opracowano mnóstwo reakcji organokatalitycznych oraz pojawiło się wiele nowych organokatalizatorów. Wybrane bardziej popularne przykłady katalizatorów przedstawione zostały na Rysunku 2. Wśród nich jest katalizator MacMillana II generacji oraz chiralne kwasy fosforowe, badane między innymi przez Benjamina Lista. Ogólnie można stwierdzić, że prym wiodą związki azotowe, w szczególności o charakterze zasadowym (aminy I-, II- i III-rzędowe).

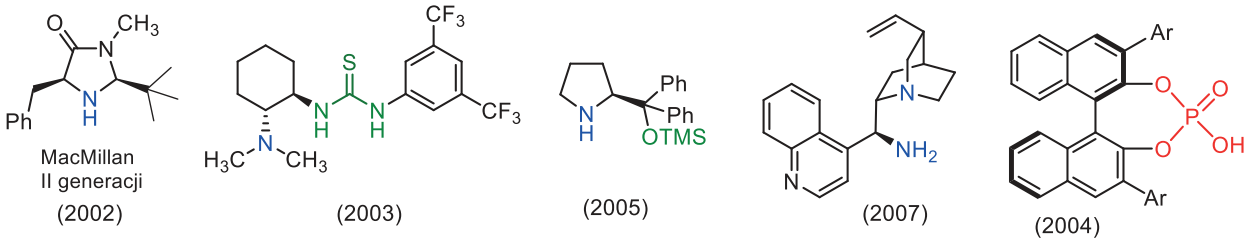
Poza wspomnianymi już aktywacjami enaminową i iminiową, które stanowią bardzo ważny filar organokatalizy, można znaleźć również wiele organokatalizatorów działających na innych zasadach. Wiele opracowanych po 2000 roku reakcji organokatalitycznych opartych jest wyłącznie na oddziaływaniach niekowalencyjnych pomiędzy katalizatorem a substratami, gdzie główną rolę odgrywają wiązania wodorowe. Jako katalizatory takich reakcji stosuje się zazwyczaj związki chiralne, które zawierają co najmniej dwa donory wiązań wodorowych. Szczególnie często używanymi są pochodne tiomocznika lub kwasu kwadratowego. Tego typu związki stosuje się również w katalizie, gdzie istotnym elementem jest kompleksowanie anionu.

Bardzo liczną grupę organokatalizatorów stanowią też związki zawierające trzeciorzędową grupę aminową oraz dodatkowo donory wiązań wodorowych. Tego typu układy określane są mianem katalizatorów dwufunkcyjnych, ponieważ aktywują jednocześnie oba substraty uczestniczące w reakcji. Kataliza niekowalencyjna to również stosowanie chiralnych kwasów (kwasów Brønsteda), jak np. pochodna binaftylowa z wbudowanym kwasem fosforowym. Jako organokatalizator można również traktować kwasy Lewisa niezawierające w swojej strukturze metali, jak np. niektóre pochodne boru czy krzemu.

Bardzo szerokie zastosowanie znalazły także chiralne czwartorzędowe sole amoniowe, które stosuje się w katalizie przeniesienia międzyfazowego (PTC). Na zakończenie wspomnę jeszcze o *N*-heterocyklicznych karbenach, które co prawda bardzo często stosowane są jako ligandy w kompleksach metali, ale znalazły również szerokie zastosowanie jako organokatalizatory aktywujące najczęściej kowalencyjnie związki karbonylowe.

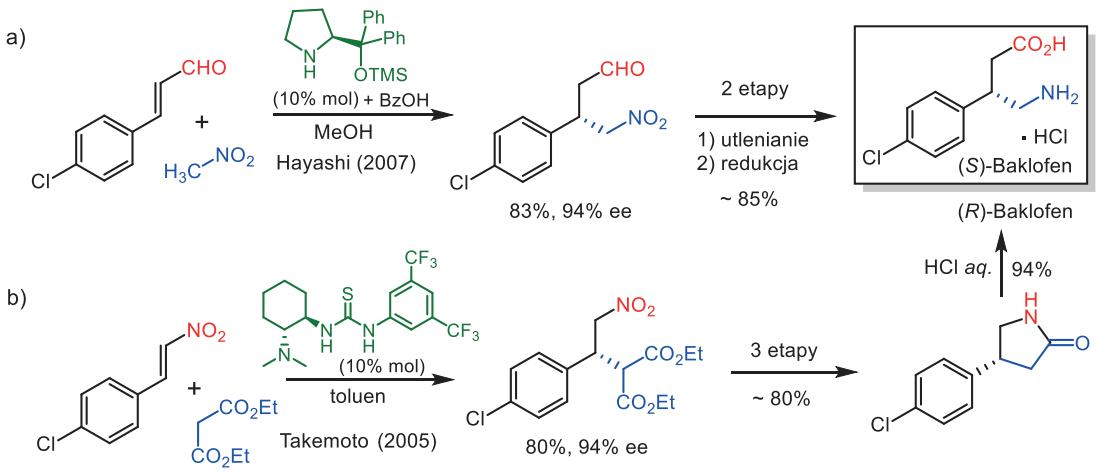
Zalety i ograniczenia organokatalizy

Niewątpliwie organokataliza ma wiele zalet w porównaniu z innymi typami katalizy. Podejście to w dużej mierze eliminuje stosowanie toksycznych katalizatorów. Może to mieć istotne znaczenie np. w produkcji homochiralnych leków. Na Schemacie 5 przedstawione zostały dwie metody otrzymywania enancjomerów baklofenu, agonisty recepto-



Rysunek 2. Inne popularne organokatalizatory

eprasa.pl 14b79c22e1



Schemat 5. Zastosowanie różnych strategii organokatalitycznych w syntezie wybranego leku

rów dla kwasu γ-aminomasłowego, leku stosowanego np. w przypadku stwardnienia rozsianego. Metody te wykorzystują reakcję Michaela, ale różne warianty organokatalizy, co wiąże się z użyciem innych substratów i katalizatorów w pierwszym etapie. W ścieżce a) zastosowano kowalencyjną aktywację aldehydu cynamonowego poprzez drugorzędową aminę. [19] W drugiej metodzie b) użyto nitrostyrenu oraz niekowalencyjnej aktywacji z użyciem dwufunkcyjnego katalizatora zawierającego trzeciorzędową aminę oraz donor wiązań wodorowych w tiomoczniku. [20] Metody te jednak nie są stosowane do produkcji baklofenu, a zastosowania praktyczne organokatalizy są jeszcze dość skromne, jednak może się to zacząć zmieniać w najbliższych latach.

Organokatalizatory to często bardzo różnorodne grupy związków, ale w wielu przypadkach są prostymi i łatwo dostępnymi oraz stabilnymi w obecności wody oraz powietrza cząsteczkami, jak np. wspomniana już prolina, czy opisany w 2000 roku przez MacMillana, imidazolidynon. Reakcje prowadzone z użyciem organokatalizatorów są na ogół mało wymagające proceduralnie (prosta aparatura) i łatwe do przeprowadzenia. Duża ich grupa charakteryzuje się niskim zużyciem energii, eliminuje niebezpieczne odczynniki, często przebiega selektywnie w warunkach wysokich stężeń, a nawet bez rozpuszczalników, co zdecydowanie redukuje ich zużycie. Ponadto, organokataliza w wielu przypadkach pozwala efektywnie przeprowadzić reakcje, które trudno skutecznie zrealizować stosując katalizę z kompleksami metali. Oczywiście możliwych jest wiele reakcji, których nie da się przeprowadzić bez udziału metali, co oznacza komplementarność tych strategii.

Inne ograniczenia, jakie możemy napotkać w podejściu organokatalitycznym, to konieczność stosowania w wielu reakcjach względnie dużej zawartości katalizatora (np. powyżej 10% mol), co jednak jest akceptowalne, jeśli jest on tani i łatwo dostępny (np. prolina) lub można go łatwo odzyskać z reakcji. Znane są też przykłady reakcji, gdzie wystarczy niewielka zawartość organokatalizatora, na poziomie 1% molowego.

Niektóre procesy katalizowane przez związki organiczne przebiegają również dość wolno i generalnie są bardziej wrażliwe na zmiany strukturalne w obrębie substratów. Należy również pamiętać, że reakcje organokatalityczne opierają się na kilku podstawowych typach aktywacji, co w pewnym stopniu zawęża zakres stosowalności. Jednak rozważając konkretne grupy reakcji, można stwierdzić, że w obrębie określonych transformacji organokataliza wygrywa z katalizą kompleksami metali, jak również dla określonych grup reakcji potrafi dobrze naśladować enzymy.

Podsumowując, mimo pewnych ograniczeń, organokataliza stała się bardzo istotnym narzędziem w syntezie organicznej i bardzo ważnym filarem katalizy asymetrycznej. Niewątpliwie prace tegorocznych Noblistów zainspirowały wielu naukowców, przez co istotnie przyczyniły się do gwałtownego rozwoju tej ważnej dziedziny katalizy na początku XXI wieku.

Dr hab. Piotr Kwiatkowski
Wydział Chemii, Centrum Nauk Biologiczno-Chemicznych
Uniwersytet Warszawski

LITERATURA

[1] G. Bredig, P.S. Fiske, *Biochem. Z.* **1912**, *46*, 7-23.
[2] H. Pracejus, *Liebigs Ann. Chem.* **1960**, 634, 9-22.
[3] a) Z. G. Hajos, D. R. Parrish, *J. Org. Chem.* **1974**, *39*, 1615–1621. b) U. Eder, G. Sauer, R. Wiechert, *Angew. Chem. Int. Ed.* **1971**, *10*, 496–497.
[4] U. H. Dolling, P. Davis, E. J. J. Grabowski, *J. Am. Chem. Soc.* **1984**, *106*, 446–447.
[5] a) H. Hiemstra, H. Wynberg, *J. Am. Chem. Soc.* **1981**, *103*, 417–430. b) H. Wynberg, E. G. J. Staring, *J. Am. Chem. Soc.* **1982**, *104*, 166–168.
[6] J. I. Oku, S. Inoue, *J. Chem. Soc. Chem. Commun.* **1981**, 229–230.
[7] S. Juliá, J. Masana, J. C. Vega, *Angew. Chem. Int. Ed. Engl.* **1980**, *19*, 929–931.
[8] Y. Tu, Z. Wang, Y. Shi, *J. Am. Chem. Soc.* **1996**, *118*, 9806–9807.
[9] M. Sigman, E. N. Jacobsen, *J. Am. Chem. Soc.* **1998**, *120*, 4901–4902.
[10] K. A. Ahrendt, C. J. Borths, D. W. C. MacMillan, (*New Strategies for Organic Catalysis: The First Highly Enantioselective Organocatalytic Diels−Alder Reaction*) *J. Am. Chem. Soc.* **2000**, *122*, 4243–4244. (wysłana 7 stycznia, opublikowana 15 kwietnia)
[11] B. List, R. A. Lerner, C. F. Barbas, (*Proline-Catalyzed Direct Asymmetric Aldol Reactions*) *J. Am. Chem. Soc.* **2000**, *122*, 2395–2396. (wysłana 7 grudnia 1999 roku, opublikowana 26 lutego)
[12] a) W. Notz, B. List, *J. Am. Chem. Soc.* **2000**, *122*, 7386–7387. b) B. List, *J. Am. Chem. Soc.* **2000**, *122*, 9336–9337.
[13] S. Mukherjee, J. W. Yang, S. Hoffmann, B. List, *Chem. Rev.* **2007**, *107*, 5471–5569.
[14] https://www.kofo.mpg.de/en/research/homogeneous-catalysis
[15] https://macmillan.princeton.edu/
[16] T. D. Beeson, A. Mastracchio, J. Hong, K. Ashton, D. W. C. MacMillan, *Science* **2007**, *316*, 582–585.
[17] D. A. Nicewicz, D. W. C. MacMillan, *Science* **2008**, *322*, 77–80.
[18] D. W. C. MacMillan, *Nature* **2008**, *455*, 304–308.
[19] H. Gotoh, H. Ishikawa, Y. Hayashi, *Org. Lett.* **2007**, *9*, 5307–5309.
[20] T. Okino, Y. Hoashi, T. Furukawa, X. Xu, Y. Takemoto, *J. Am. Chem. Soc.* **2005**, *127* 119–125.

eprasa.pl 14b79c22e1

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

68. Krajowa Olimpiada Chemiczna

Etap I

Zadania teoretyczne

Zadanie 1

Reakcje strącania osadów

W XVII i XVIII wieku kalomel, czyli chlorek rtęci(I) Hg_2Cl_2 był uważany za panaceum na prawie każdy rodzaj schorzenia. Używano go w leczeniu m.in. gruźlicy, cholery, grypy czy podagry. Obecnie wiadomo, że większość związków rtęci jest toksyczna, ale czysty chlorek rtęci(I) ma rzeczywiście działanie antyseptyczne i dość niski iloczyn rozpuszczalności ($K_{SO} = 1{,}1 \cdot 10^{-18}$), przez co ma także stosunkowo niską toksyczność w porównaniu z innymi związkami rtęci. Pod wpływem światła (lub bardzo wysokiej temperatury) kalomel ulega dysproporcjonowaniu na wysoce toksyczne: rtęć i dobrze rozpuszczalny w wodzie chlorek rtęci(II), co powoduje powolną zmianę koloru kalomelu z białego na czarny.

Polecenia:

a. Zapisz w postaci cząsteczkowej reakcję redoks dysproporcjonowania chlorku rtęci(I).

b. Oblicz rozpuszczalność molową S (w jednostkach $mol \cdot dm^{-3}$) chlorku rtęci(I) oraz jego rozpuszczalność R wyrażoną w jednostkach $g \cdot dm^{-3}$.
Uwaga: chlorek rtęci(I) Hg_2Cl_2 dysocjuje na jony Hg_2^{2+} oraz Cl^-.

Cofnijmy się do XVII wieku. Aptekarz przepisał swojemu pacjentowi 10 g czystego kalomelu na wyleczenie dolegliwości, ale zapominał wspomnieć o tym, aby preparat przechowywać w ciemności. Pacjent przechowywał kalomel w świetle dziennym przez 3 dni, po czym zażył całą dawkę.

c. Zakładając, że w tym czasie reakcji dysproporcjonowania uległ 1% kalomelu, oblicz, jakie będzie stężenie toksycznych jonów Hg^{2+} w organizmie pacjenta.

d. Według współczesnych badań, fizjologiczne stężenie jonów Hg^{2+} w organizmie człowieka to ok. 1 $\mu g \cdot dm^{-3}$ (1 mikrogram na litr).
Oblicz, ile razy to bezpiecznie stężenie jonów Hg^{2+} zostało przekroczone w organizmie pacjenta z XVII wieku. Wiadomo, że rozpuszczalność $HgCl_2$ w temperaturze ciała człowieka to ok. 9,3 g na 100 g wody; załóż ponadto, że średnia objętość płynów w ciele człowieka to 50 dm^3.

Praktycznie nierozpuszczalny w wodzie kalomel jest bardzo dobrze rozpuszczalny w tzw. „wodzie królewskiej", czyli mieszaninie składającej się ze stężonych kwasów: solnego i azotowego(V), w stosunku objętościowym 3:1. Mieszanina ta ma silne własności utleniające, przy czym kwas azotowy(V) redukuje się do tlenku azotu(II), utleniając rtęć(I) do rtęci(II), co przy nadmiarze jonów chlorkowych prowadzi do powstania jonów tetrachlorortęcianowych(II) – $HgCl_4^{2-}$.

e. Zapisz zbilansowane równanie tej reakcji redoks w postaci jonowej.

Pod wpływem amoniaku kalomel ulega reakcji dysproporcjonowania, w której powstaje m.in. amidochlorek rtęci(II) $Hg(NH_2)Cl$ oraz rtęć. Amidochlorek rtęci(II) jest również białą, krystaliczną substancją, stosowaną do dzisiaj w leczeniu niektórych pasożytniczych i gronkowcowych chorób skóry. Podobnie jak kalomel, związek ten jest nierozpuszczalny w wodzie, ale rozpuszczalny w „wodzie królewskiej". Co ciekawe, inaczej niż w podpunkcie ***d***. w reakcji z „wodą królewską" stopień utleniania zmieniają jedynie atomy azotu, a produktami są m.in. N_2, tlenek azotu(II) oraz jony tetrachlorortęcianowe(II) $HgCl_4^{2-}$

f. Zapisz zbilansowane równanie tej reakcji redoks w postaci jonowej.

Reakcją odwrotną do reakcji dysproporcjonowania jest reakcja synproporcjonowania, w której dwa substraty zawierające atomy tego samego pierwiastka na różnych stopniach utlenienia tworzą ten sam produkt. Przykładem takiej reakcji jest np. synteza jodu z jodków i jodanu(V) w środowisku kwasowym.

g. Zapisz w postaci jonowej równanie powyższej reakcji synproporcjonowania.

W obliczeniach przyjmij następujące wartości mas molowych ($g \cdot mol^{-1}$): Hg – 200,6, Cl – 35,45

Zadanie 2

Analiza mieszaniny pierwiastków

Do analizy mieszaniny dwóch pierwiastków **A** i **B** przygotowano trzy próbki, każda o masie 1,15 g. Po roztworzeniu pierwszej próbki w roztworze kwasu solnego otrzymano 672 cm^3 gazu i stałą pozostałość o masie 421 mg,

eprasa.pl 14b79c22e1

stanowiącą pierwiastek **B**. Po roztworzeniu drugiej próbki w roztworze wodorotlenku sodu, w podwyższonej temperaturze, otrzymano 672 cm^3 gazu i stałą pozostałość o masie 729 mg, stanowiącą pierwiastek **A**. W obu przypadkach produkt gazowy odmierzono w warunkach normalnych. Natomiast trzecią próbkę poddano ogrzewaniu bez dostępu powietrza w wysokiej temperaturze (~500°C), co doprowadziło do całkowitego przereagowania mieszaniny pierwiastków i otrzymania związku **C**. Produkt reakcji (związek **C**) w odróżnieniu od mieszaniny pierwiastków, z której powstał, całkowicie rozpuścił się w roztworze kwasu solnego, powstał związek **D** oraz produkt gazowy **E** o masie 481 mg i objętości 368 cm^3, odmierzonej w temperaturze T = 25°C przy ciśnieniu p = 1013 hPa. Związek **E** jest nietrwały na powietrzu, ponieważ jego reakcja z tlenem prowadzi do produktu stałego **F** i związku **G**.

Polecenia:

a. Na podstawie odpowiednich obliczeń zidentyfikuj pierwiastki **A** i **B**.
b. Oblicz ułamek wagowy i ułamek molowy pierwiastków **A** i **B** w mieszaninie.
c. Zapisz równania reakcji (w formie jonowej) roztwarzania pierwiastka **A** i **B**.
d. Zapisz równanie reakcji otrzymywania związku **C**.
e. Zapisz równanie reakcji (w formie cząsteczkowej) związku **C** z kwasem solnym, zidentyfikuj związki **D** i **E**.
f. Narysuj strukturę przestrzenną związku **E**.
g. Zapisz równanie reakcji (w formie cząsteczkowej) związku **E** z tlenem, zidentyfikuj związki **F** i **G**.
h. Zaproponuj równanie reakcji otrzymywania (w formie cząsteczkowej) pierwiastka **B** ze związku **F** jako substratu.
Stała gazowa R = 8,3145 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

Zadanie 3
Akumulator kwasowo-ołowiowy

Elektrochemiczne źródła prądu stanowią niezmiernie ważny element systemu magazynowania energii. Akumulatory, które wykorzystują ołów, nadal są stosowane w układach, gdzie np. wymagany jest przepływ prądu o dużym natężeniu w krótkim czasie.

Schemat całkowicie naładowanego ogniwa kwasowo-ołowiowego można przedstawić następująco:

$$Pb \mid H_2SO_{4(aq)} \mid PbO_2 \mid Pb$$

Przyjmij, że napięcie takiego całkowicie naładowanego akumulatora w temperaturze 20°C równa się U = 2,150 V. Podczas jego pracy zmienia się stężenie roztworu kwasu siarkowego(VI), dlatego też mierząc jego gęstość można wyznaczyć aktualny stopień naładowania akumulatora, na podstawie następującej zależności:

$$U = 0{,}851 \cdot d + 1{,}044$$

gdzie: U – napięcie [V]; d – gęstość roztworu kwasu siarkowego(VI) [$g \cdot cm^{-3}$]. Z kolei gęstość kwasu zależy od jego procentowego stężenia (c%), w zakresie od 10 do 40% masowych w sposób następujący:

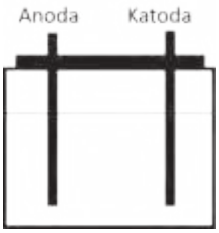
$$d = 0{,}008 \cdot c_{\%} + 0{,}990$$

Wartości potencjałów standardowych dla kilku wybranych półogniw są następujące:

$E°(SO_4^{2-} \mid PbSO_4 \mid PbO_2)$ = 1,69 V;
$E°(Pb^{2+} \mid PbO_2)$ = 1,45 V
$E°(H^+, H_2O \mid O_2)$ = 1,23 V
$E°(Pb^{2+} \mid Pb)$ = − 0,126 V
$E°(SO_4^{2-} \mid PbSO_4 \mid Pb)$ = − 0,36 V

Załóż, że cząsteczki kwasu siarkowego(VI) dysocjują całkowicie, tzn. tylko na jony wodorowe, $H^+_{(aq)}$, i siarczanowe(VI).

Polecenia:



a. Na poniższym rysunku, dotyczącym częściowo rozładowanego akumulatora kwasowo-ołowiowego, zaznacz położenia: Pb, $PbSO_4$, PbO_2 oraz $H_2SO_{4(aq)}$. Określ znaki anody i katody: (–) oraz (+) w pracującym (rozładowywanym ogniwie).
b. Napisz w formie jonowej równania reakcji procesów utleniania i redukcji zachodzących w poszczególnych półogniwach podczas rozładowywania tego ogniwa.
c. Napisz równania Nernsta dla obydwu półogniw.
d. Zapisz równanie procesu zachodzącego na elektrodzie oznaczonej w tym procesie jako anoda – podczas ładowania akumulatora.
e. Jaki inny, dodatkowy proces może zachodzić podczas intensywnego ładowania akumulatora na elektrodzie, na której następuje regeneracja ołowiu. Podaj równanie reakcji opisującej ten proces.
f. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu siarkowego(VI) w ogniwie o napięciu 2,050 V stosując zależności opisane w treści zadania. Wynik podaj z dokładnością do trzech cyfr znaczących.
g. Oblicz stężenie molowe kwasu siarkowego(VI) w roztworze wykorzystując równanie Nernsta. Wytłumacz, dlaczego otrzymana wartość stężenia kwasu różni się od tej obliczonej w pkt. ***f***.
h. Akumulator został użyty do szybkiego uruchomienia pewnego urządzenia, czemu towarzyszył przepływ prądu o stałej wartości 120 A w ciągu 1 sekundy. Oblicz, o ile mg zmieniła się całkowita masa elektrod w tym procesie.
i. Wartości potencjałów standardowych układów redoks dla półogniw zawierających tlenek ołowiu(IV) są względnie wysokie. Napisz równanie (w formie cząsteczkowej lub jonowej) obrazujące zachodzącą w podwyższonej temperaturze reakcję pomiędzy tlenkiem ołowiu(IV) a kwasem azotowym(V).

W obliczeniach przyjmij podane przybliżone wartości mas molowych ($g \cdot mol^{-1}$): Pb – 207,20, O – 16,00, S – 32,07; stała Faradaya – 96 485 $C \cdot mol^{-1}$

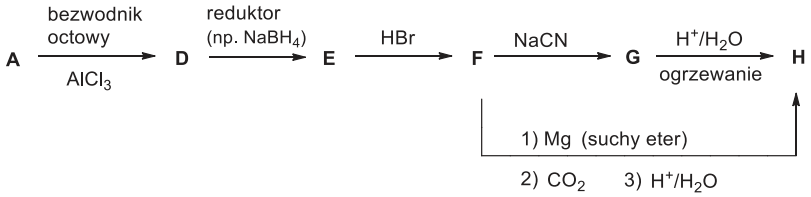
eprasa.pl 14b79c22e1

Zadanie 4
Węglowodory oraz synteza pewnego leku

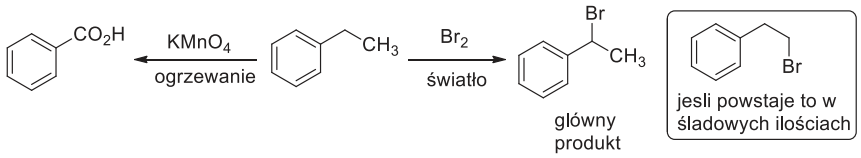
Węglowodory **A**, **B** i **C** zawierają 89,55%$_{mas.}$ węgla, a ich masa molowa nie przekracza 250 g·mol^{-1}. Związki te, których cząsteczki są achiralne, nie reagują z HBr, natomiast względnie łatwo ulegają rodnikowemu bromowaniu (patrz wskazówka poniżej). W tych warunkach z **A** powstaje jeden główny produkt monobromowania **A1**, z **B** dwa główne produkty **B1** i **B2**, natomiast z **C** otrzymano wyłącznie jeden produkt rodnikowego monobromowania **C1**. Tylko produkt **A1** jest mieszaniną enancjomerów.

W wyniku ogrzewania węglowodorów **A**, **B** i **C** z nadmiarem $KMnO_4$ powstają kwasy karboksylowe różniące się masą molową (patrz wskazówka), przy czym produkt **C2**, powstały w wyniku utleniania **C**, jest najcięższy i zawiera 47,24% $_{mas.}$ węgla. Ponadto wiadomo, że z **A1** pod wpływem działania mocnej zasady tworzy się wyłącznie jeden związek **A2**, zawierający 90,91%$_{mas.}$ węgla (nie obserwuje się mieszaniny żadnych izomerów). W wyniku ogrzewania bromków **B1** i **B2** z wodnym roztworem NaOH powstają natomiast produkty o różnych masach molowych, nieprzekraczających 250 g·mol^{-1}. Z **B1** powstaje **B3** o niższej masie molowej, który w odpowiednich warunkach ulega polimeryzacji i ma ten sam skład pierwiastkowy co **A2**. W tych samych warunkach **B2** tworzy trwalszy produkt **B4** o temperaturze wrzenia wyższej niż **B3**. Wiadomo również, że w wyniku nitrowania (HNO_3/H_2SO_4 stęż.) **B** powstają jedynie dwa produkty (**B5** i **B5'**) zawierające 7,82%$_{mas.}$ azotu.

Węglowodoru **A** użyto do otrzymania popularnego leku **H**, którego masa molowa wynosi 206 g·mol^{-1}, a jego syntezę przedstawia poniższy schemat. Wiadomo również, że związki **D**-**H** zbudowane są z trzech pierwiastków.



Wskazówka: Poniżej podano produkty reakcji etylobenzenu powstałe w wyniku rodnikowego bromowania (Br_2/światło lub *N*-bromosukcynimid (NBS) i inicjator np. nadtlenek benzoilu) oraz w wyniku ogrzewania z $KMnO_4$. Utlenianie toluenu i izopropylobenzenu $KMnO_4$, z uwagi na obecność atomu wodoru w pozycji benzylowej, również prowadzi do kwasu benzoesowego.



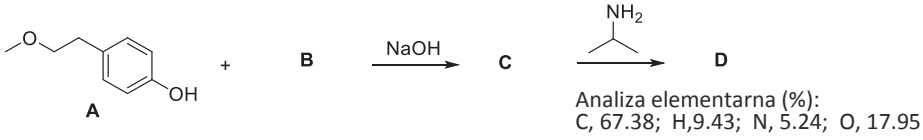
W obliczeniach przyjmij podane przybliżone wartości mas molowych (g·mol^{-1}): C – 12,0, H – 1,0, O – 16,0, N – 14,0 i Br – 79,9.

Polecenia:

a. Ustal wzór sumaryczny węglowodorów **A**, **B** i **C**.
b. Podaj wzory strukturalne związków **A**, **B** i **C** oraz **A1**, **A2**, **B1–B5** i **B5'**, **C1**, **C2**.
c. Podaj wzory strukturalne związków **D-H**.
d. Podaj wzór strukturalny chiralnego węglowodoru, który w wyniku nitrowania (HNO_3/H_2SO_4 stęż.) tworzy produkt/produkty o takim samym wzorze sumarycznym co **B5**.

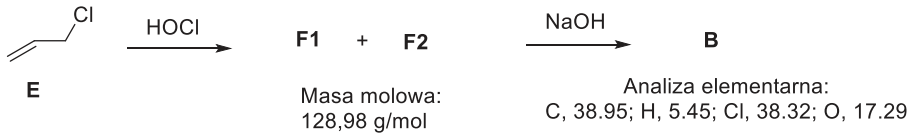
Zadanie 5
Beta-blokery

Beta-blokery to ważna klasa związków stosowanych m.in. w leczeniu nadciśnienia. Poniżej przedstawiono syntezę jednego z takich związków (związek **D**).



eprasa.pl 14b79c22e1

Pierwszym etapem tej syntezy jest reakcja 4-(2-metoksyetylo)fenolu (związku **A**) ze związkiem **B**, który można otrzymać w następującej sekwencji reakcji:



Pierwszym etapem tej sekwencji jest reakcja chlorku allilu (związek **E**) z kwasem chlorowym(I) prowadząca do dwóch regioizomerycznych produktów **F1** i **F2** o masie molowej 128,98 g·mol^{-1}.

Informacje dodatkowe:

- Analiza elementarna związku **D** wykazała, że zawiera on 67,38%$_{mas.}$ węgla, 9,43%$_{mas.}$ wodoru, 5,24%$_{mas.}$ azotu oraz 17,95%$_{mas.}$ tlenu
- Analiza elementarna związku **B** wykazała, że zawiera on 38,95%$_{mas.}$ węgla, 5,45%$_{mas.}$ wodoru, 38,32%$_{mas.}$ chloru oraz 17,29%$_{mas.}$ tlenu
- Ze związku **B** pod wpływem hydrolizy w warunkach kwasowych powstaje 3-chloropropano-1,2-diol
- Ze związku **F1** w wyniku utleniania za pomocą silnego utleniacza powstaje keton, natomiast ze związku **F2** w tych samych warunkach powstaje kwas karboksylowy

Polecenia:

a. Ustal wzory empiryczne związków **B** oraz **D**.

b. Ustal struktury związków **B**, **C**, **D**, **F1** oraz **F2**.

c. Narysuj dwa dowolne regioizomery związków **F1** i **F2**.
Jeśli nie ustaliła/eś struktury związków **F1** i **F2,** narysuj dwa dowolne regioizomery 1,2-dibromo-3-metylocyklopropanu. Nie uwzględniaj stereochemii we wzorach.

d. W syntezie związków **B** i **D** występują dwie reakcje, wymagające udziału NaOH. Elementem wspólnym mechanizmów tych reakcji jest etap polegający na:
A. Addycji B. Substytucji C. Utlenianiu D. Redukcji

W obliczeniach przyjmij podane przybliżone wartości mas molowych (g·mol^{-1}): C – 12,01, H – 1,01, O – 16,0, N – 14,01 i Cl – 35,45.

ROZWIĄZANIA ZADAŃ TEORETYCZNYCH

Rozwiązanie zadania 1

a. $Hg_2Cl_2 \rightleftarrows Hg + HgCl_2$
Równania reakcji połówkowych:

$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2Hg$
$Hg_2^{2+} \rightarrow 2Hg^{2+} + 2e$

b. $Hg_2Cl_2 \rightleftarrows Hg_2^{2+} + 2\,Cl^-$
$K_{SO}(Hg_2Cl_2) = [Hg_2^{2+}][Cl^-]^2 = 1{,}1\cdot10^{-18}$
W stanie równowagi $[Hg_2^{2+}] = S$, $[Cl^-] = 2S$. Podstawiając do powyższego równania rozpuszczalność molową S otrzymujemy:
$S \cdot (2S)^2 = 1{,}1\cdot10^{-18}$
$S = 6{,}5\cdot10^{-7}$ mol·dm^{-3}
Masa molowa soli Hg_2Cl_2 = 472,10 g·mol^{-1}
Oznacza to, że rozpuszczalność tej soli (g·dm^{-3}) wynosi:
$R = S \cdot M$
$R = 6{,}5\cdot10^{-7}$ mol·dm^{-3} · 472,10 g·mol^{-1} = **3,07·10^{-4} g·dm^{-3}**

c. 10 g kalomelu to 10 g/472,10 g·mol^{-1} = 0,021 mola Hg_2Cl_2.
Po trzech dniach zawartość $HgCl_2$ w preparacie wynosi 1% liczby moli Hg_2Cl_2, czyli 0,00021 mola, czyli 0,057 g (masa molowa chlorku rtęci(II) to 271,5 g·mol^{-1}).
Stężenie wszystkich form chlorku rtęci(II) w organizmie człowieka po zażyciu preparatu wynosi:
0,00021 mola / 50 dm^3 = **4,2·10^{-6} mol·dm^{-3}** lub
0,057 g / 50 dm^3 = **0,0011 g·dm^{-3}**.

d. Chlorek rtęci(II) dysocjuje zgodnie z równaniem:
$HgCl_2 \rightleftarrows Hg^{2+} + 2\,Cl^-$
Rozpuszczalność tego związku jest bardzo wysoka i wynosi 9,3 g na 100 g wody. To oznacza, że cały wprowadzony do organizmu chlorek rtęci(II) zostaje rozpuszczony, czyli istnieje w postaci jonów Hg^{2+} oraz Cl^-. **Ostatecznie więc [Hg^{2+}] = 4,2·10^{-6} mol·dm^{-3}** oraz **0,0011 g·dm^{-3}**.
Stężenie 0,0011 g·dm^{-3} jest 1100 **razy wyższe** od fizjologicznego stężenia jonów Hg^{2+} w organizmie człowieka, które wynosi 1 µg·dm^{-3}.

e. $3\,Hg_2Cl_2 + 18\,Cl^- + 8\,H^+ + 2\,NO_3^- \rightleftarrows 6\,HgCl_4^{2-} + 2\,NO + 4\,H_2O$
Równania reakcji połówkowych:

$2\,NO_3^- + 6e^- + 8\,H^+ \rightarrow 2\,NO + 4\,H_2O$

$3\,Hg_2Cl_2 + 18\,Cl^- \rightarrow 6\,HgCl_4^{2-} + 6e^-$

eprasa.pl 14b79c22e1

f. $2\ HgNH_2Cl + 6\ Cl^- + 4\ H^+ + 2\ NO_3^- \rightleftarrows N_2 + 2\ HgCl_4^{2-} + 2\ NO + 4\ H_2O$

Równania reakcji połówkowych:

$2\ NO_3^- + 6e^- + 8\ H^+ \rightarrow 2\ NO + 4\ H_2O$

$2\ HgNH_2Cl + 6\ Cl^- \rightarrow N_2 + 2\ HgCl_4^{2-} + 4\ H^+ + 6e^-$

g. $IO_3^- + 5\ I^- + 6\ H^+ \rightleftarrows 3\ I_2 + 3\ H_2O$

Równania reakcji połówkowych:

$IO_3^- + 5e^- + 6H^+ \rightarrow 1/2\ I_2 + 3\ H_2O$

$5\ I^- \rightarrow 5/2\ I_2 + 5e^-$

Rozwiązanie zadania 2

a. Z treści zadania wynika że gazem wydzielającym się w reakcji z HCl i NaOH był wodór. W obu przypadkach wydzieliła się taka sama objętość. ***n*(H$_2$) = 0,672/22,4 = 0,03 mola**.

Identyfikacje pierwiastków **A** i **B** należy przeprowadzić na podstawie masy molowej. W obu przypadkach należy rozpatrzeć cztery przypadki, dla których 1 mol pierwiastka prowadzi do kolejno 1/2 , 1,0, 3/2 i 2,0 mola wodoru, w zależności od wartościowości.

Obliczenia dla (**A**); *m*(A) = 0,729 g

n(H$_2$) = 1/2, *n*(A) = 0,06 mola, *M*(A) = 12,15 g·mol^{-1},

n(H$_2$) = 1,0, ***n*(A) = 0,03 mola, *M*(A) = 24,3 g·mol^{-1}**,

n(H$_2$) = 3/2, *n*(A) = 0,02 mola, *M*(A) = 36,45 g·mol^{-1},

n(H$_2$) = 2,0, *n*(A) = 0,015 mola, *M*(A) = 48,6 g·mol^{-1}.

Z czterech rozpatrywanych przypadków tylko dla *n*(H$_2$) = 1,0 i *n*(**A**) = 0,03 mola, masa molowa *M*(A) = 24,3 g·mol^{-1} odpowiada **Mg,** pierwiastkowi spełniającemu warunki zadania.

Obliczenia dla (**B**); *m*(B) = 0,421 g

n(H$_2$) = 1/2, *n*(B) = 0,06 mola, *M*(B) = 7,01 g·mol^{-1},

n(H$_2$) = 1,0, *n*(B) = 0,03 mola, *M*(B) = 14,03 g·mol^{-1},

n(H$_2$) = 3/2, *n*(B) = 0,02 mola, *M*(B) = 21,05 g·mol^{-1},

n(H$_2$) = 2,0, ***n*(B) = 0,015 mola, *M*(B) = 28,07 g·mol^{-1}**.

Z czterech rozpatrywanych przypadków tylko dla *n*(H$_2$) = 2,0 i *n*(**B**) = 0,015 mola, masa molowa *M*(B) = 28,07 g·mol^{-1}odpowiada **Si** jako pierwiastkowi spełniającemu warunki zadania. W przypadku masy = 7,01 g·mol^{-1}, lit należy wyeliminować ze względu na jego znaczną reaktywność.

b. Ułamki wagowe ***w*(Mg) = 0,729/1,15 = 0,63**, ***w*(Si) = 0,421/1,15 = 0,37**

Ułamki molowe ***n*(Mg) = 0,03/0,045 = 0,67, *n*(Si) = 0,015/0,045 = 0,33**

c. $Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2H_2O + H_2$

$Si + 2OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + 2H_2$

lub $Si + 4OH^- \rightarrow SiO_4^{4-} + 2H_2$

d. $2Mg + Si \rightarrow Mg_2Si$

e. Obliczamy masę molową związku **E**

$$M(\mathbf{E}) = \frac{m \times R \times T}{p \times V} = \frac{0,481 \times 8,314 \times 298}{101300 \times 0,000368}$$

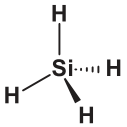
$$= 31,968 \approx 32,00\ g \cdot mol^{-1}$$

Masa 32 g·mol^{-1} związku **E** pozwala jednoznacznie zidentyfikować powstający gaz jako **SiH$_4$**.

Związek **D**: **MgCl$_2$**, związek **E**: **SiH$_4$**,

$Mg_2Si + 4HCl \rightarrow 2MgCl_2 + SiH_4$

f. Struktura przestrzenna związku **E**:



g. $SiH_4 + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$

Związek **F**: **SiO$_2$**, związek **G**: **H$_2$O**

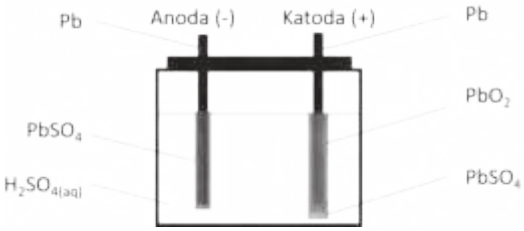
h. $SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO$ lub

$SiO_2 + 2Mg \rightarrow Si + 2MgO$ lub

$3SiO_2 + 4Al \rightarrow 3Si + 2Al_2O_3$

Rozwiązanie zadania 3

a.



b. Równanie obrazujące proces zachodzący na katodzie (+):

$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$

Równanie obrazujące proces zachodzący na anodzie (-):

$Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$

c. Równanie Nernsta zapisane dla procesu obserwowanego na katodzie:

$$E_K = E^\circ_{SO_4^{2-}|PbSO_4|PbO_2} + \frac{RT}{2F}\ln\left[(c_{H^+})^4(c_{SO_4^{2-}})\right]$$

Równanie Nernsta zapisane dla procesu obserwowanego na anodzie:

$$E_A = E^\circ_{SO_4^{2-}|PbSO_4|Pb} + \frac{RT}{2F}\ln\frac{1}{(c_{SO_4^{2-}})}$$

d. Podczas ładowania (na anodzie) przebiega proces opisywany równaniem:

$PbSO_4 + 2H_2O \rightarrow PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^-$

e. Podczas ładowania akumulatora może dochodzić do wydzielania gazów. Obok reakcji opisywanej równaniem: $PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$ może zachodzić więc także proces wydzielania wodoru: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.

f. *U* ogniwa równa się 2,050 V, więc gęstość elektrolitu wynosi:

d = (2,050–1,044)/0,851 = 1,182 g·cm^{-3}.

Stężenie kwasu siarkowego(VI) wynosi:

$c_{\%}$ = (1,182 – 0,990)/0,008 = 24,00 %

Gęstość podawana jest w jednostkach g·cm^{-3}, a stężenie molowe w mol·dm^{-3}. Dlatego też należy wyrażenie na stężenie molowe pomnożyć przez 1000:

$$c_{mol} = \frac{c_{\%}}{100\%}\frac{d_{r-r}}{M_s}1000$$

eprasa.pl 14b79c22e1

$$c_{\text{mol}} = \frac{24,00}{100}\frac{1,182\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}}{98\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}}1000 = 2,89\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

g. Wyrażenie na SEM tego ogniwa jest następujące:

$$\text{SEM} = E_{\text{K}} - E_{\text{A}} = E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|PbO_2} + \frac{RT}{2F}\ln\left[(c_{H^+})^4(c_{SO_4^{2-}})\right] - \left(E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|Pb} + \frac{RT}{2F}\ln\frac{1}{(c_{SO_4^{2-}})}\right)$$

$$= E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|PbO_2} - E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|Pb} + \frac{RT}{2F}\ln\left[(c_{H^+})^4(c_{SO_4^{2-}})^2\right] = E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|PbO_2} - E^{\circ}_{SO_4^{2-}|PbSO_4|Pb} + \frac{RT}{F}\ln\left[(c_{H^+})^2(c_{SO_4^{2-}})\right]$$

$$0 = \ln\left[(c_{H^+})^2(c_{SO_4^{2-}})\right] \qquad 1 = (c_{H^+})^2(c_{SO_4^{2-}})$$

podstawiając x jako $c_{SO_4^{2-}}$, otrzymamy

$$1 = (2x)^2(x), \quad 1 = 4x^3, \text{ czyli } x = \sqrt[3]{\frac{1}{4}} = 0,63$$

$$c_{SO_4^{2-}} = c_{H_2SO_4} = 0,63\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

Otrzymana różnica stężeń kwasu w punktach ***f.*** i ***g.*** wynika z założeń upraszczających: nieuwzględnienia w obliczeniach (pkt. ***g***.) różnych od jedności współczynników aktywności jonów oraz aktywności wody oraz z przyjęcia, że cząsteczki kwasu siarkowego(VI) dysocjują całkowicie – tylko na jony wodorowe, $H^+_{(aq)}$, i siarczanowe(VI).

h. $M_{Pb} = 207,20\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{PbO_2} = 239,20\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{PbSO_4} = 303,27\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

$m = \dfrac{I\cdot t\cdot M}{z\cdot F}$, $z = 2$, całkowita zmiana masy elektrod równa się:

$$\Delta m_{\text{cał.}} = \Delta m_{\text{K}} + \Delta m_{\text{A}}$$

$$\Delta m_{\text{cał.}} = \frac{I\cdot t}{2\cdot F}\cdot\left[(M_{PbSO_4} - M_{PbO_2}) + (M_{PbSO_4} - M_{Pb})\right]$$

$$\Delta m_{\text{cał.}} = \frac{120\ \text{A}\cdot 1\ \text{s}}{2\cdot 96485\ \text{C/mol}}\cdot\left[(303,27\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} - 239,20\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}) + (303,27\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} - 207,20\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1})\right]$$

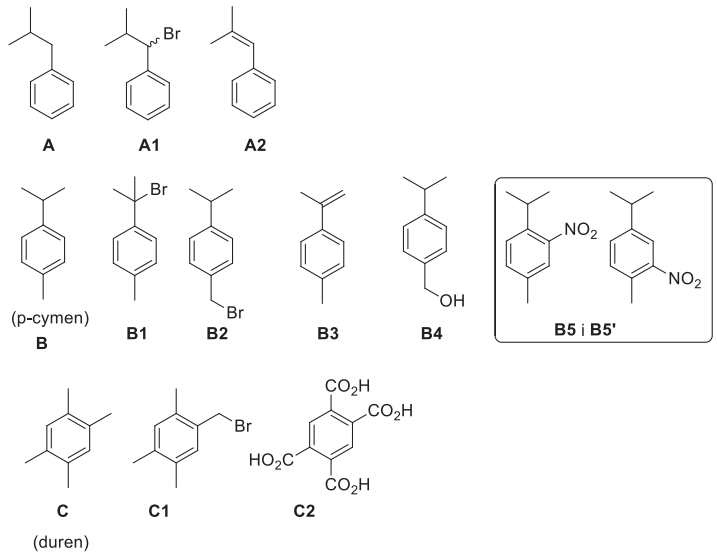
$$= 0,09958\ \text{g} = 99,58\ \text{mg}$$

i. $2PbO_2 + 4H^+ \rightarrow 2Pb^{2+} + O_2 + 2H_2O$ lub $2PbO_2 + 4HNO_3 \rightarrow 2Pb(NO_3)_2 + O_2 + 2H_2O$

Rozwiązanie zadania 4

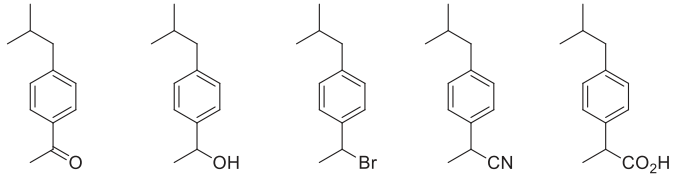
a. $C_{10}H_{14}$

b.



eprasa.pl 14b79c22e1

c.



D **E** **F** **G** **H**

(Ibuprofen)

Zamiast struktury grupy izobutylowej może być *i*Bu, *i*-Bu, Bu^i lub R i jego określenie.

d.

Dodatkowe wyjaśnienia:

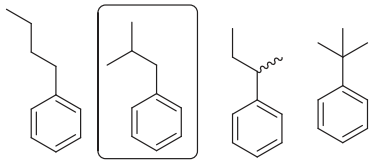
Ze składu pierwiastkowego węglowodorów **A**, **B** i **C** wynika, że na jeden atom węgla przypada 1,4 atomów wodoru. Oznacza to następujące możliwości: C_5H_7, $C_{10}H_{14}$, $C_{15}H_{21}$, $C_{20}H_{28}$, przy czym wzory z nieparzystą liczbą atomów wodoru nie mają sensu chemicznego, a ostatni przekracza masę molową 250 g·mol^{-1}. Jedynie wzór sumaryczny $C_{10}H_{14}$ spełnia warunki zadania.

Przy ustalaniu wzoru sumarycznego węglowodorów pomocna jest również informacja o masie molowej leku **H**. W wyniku syntezy wprowadzono resztę kwasu propionowego ($C_2H_4CO_2H$, 73 g·mol^{-1}). Z tego wynika, że masa molowa węglowodoru wynosi 206 – 73 +1 = 134 g·mol^{-1}, co odpowiada wzorowi $C_{10}H_{14}$.

Brak reakcji węglowodorów **A**, **B** i **C** z HBr, niewielka ilość produktów rodnikowego monobromowania, achiralność, reakcja acylowania **A** w obecności $AlCl_3$, nitrowania **B**, wskazują, że związki te są pochodnymi benzenu.

Wszystkie izomery dla pochodnych benzenu o wzorze sumarycznym $C_{10}H_{14}$:

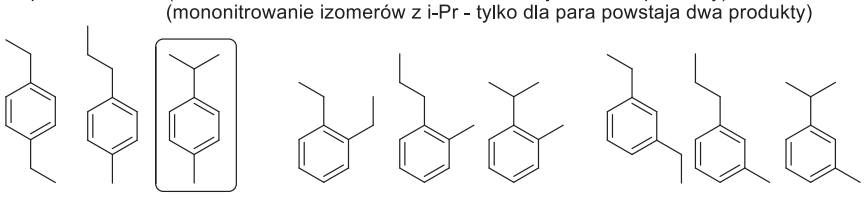
monopodstawione:



chiralny

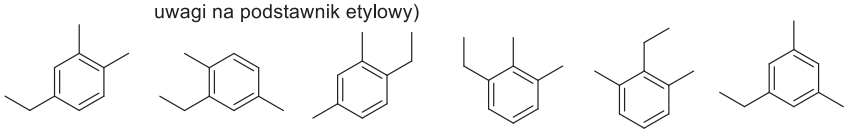
(po bromowaniu n-butylobenzenu i eliminacji HBr powstanie mieszanina izomerów *E*/*Z* z przewaga *E*)

dipodstawione: (monobromowanie izomerów z Et i n-Pr daje chiralne produkty)
(mononitrowanie izomerów z i-Pr - tylko dla para powstaja dwa produkty)

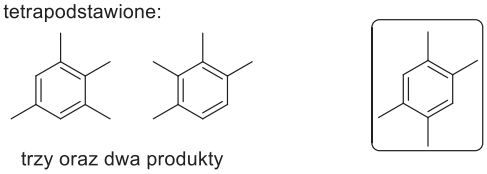


para orto meta

trójpodstawione: (dwa lub trzy dominujace produkty rodnikowego monobromowania; we wszystkich przypadkach pojawia sie chiralny produkt monobromowania z uwagi na podstawnik etylowy)



tetrapodstawione:



trzy oraz dwa produkty rodnikowego monobromowania

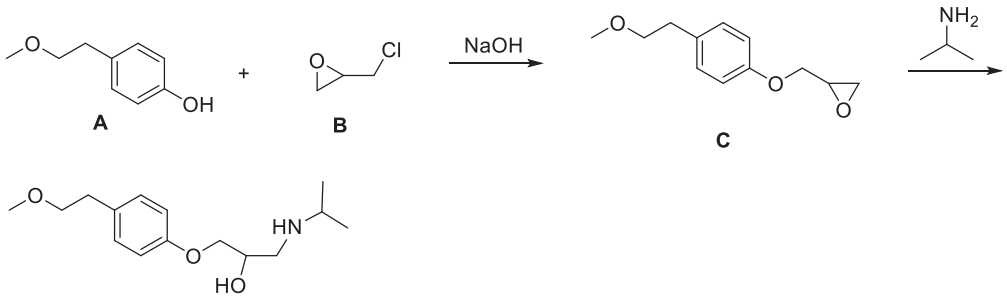
eprasa.pl 14b79c22e1

Rozwiązanie zadania 5

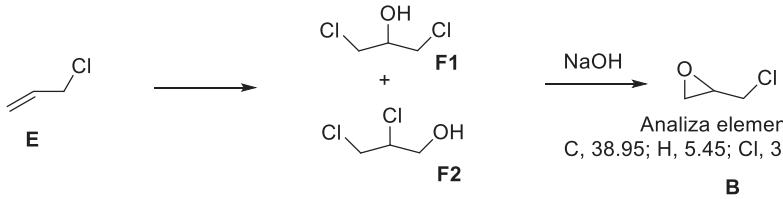
a. Związek **B** C_3H_5ClO,

a. Związek **D** $C_{15}H_{25}NO_3$

b.



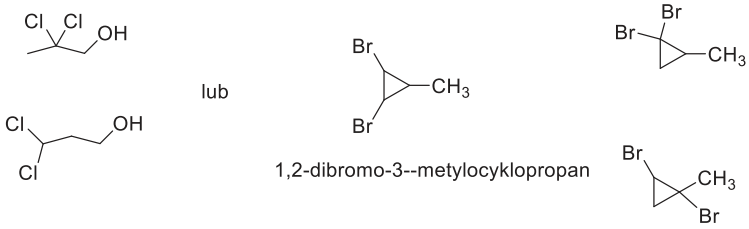
Analiza elementarna (%):
C, 67.38; H,9.43; N, 5.24; O, 17.95



Analiza elementarna:
C, 38.95; H, 5.45; Cl, 38.32; O, 17.29

c. Przykładowe odpowiedzi:

Izomery:



Izomery:

d. Odpowiedź B. *Elementem wspólnym mechanizmów tych reakcji jest etap substytucji nukleofilowej.*

Autorzy zadań:
zadanie 1 – Bartosz Trzaskowski, zadanie 2 – Piotr Bujak, zadanie 3 – Maciej Chotkowski, zadanie 4 – Piotr Kwiatkowski, zadanie 5 – Joanna Kowalska.

Naukowcy apelują

Naukowcy z zespołu ds. kryzysu klimatycznego przy prezesie PAN wzywają do podjęcia konsekwentnych działań na wszystkich poziomach decyzyjnych, zmierzających do głębokich redukcji emisji CO_2 i innych gazów cieplarnianych w najbliższych dekadach. W apelu przywołują najważniejsze wnioski zawarte w tzw. Podsumowaniu dla Decydentów.

Z analiz obserwacji i danych pomiarowych wynika, że zaobserwowany wzrost stężenia gazów cieplarnianych od około 1750 r. jest bezdyskusyjnie spowodowany działaniami człowieka. Koncentracja CO_2 w atmosferze była w 2019 r. wyższa niż kiedykolwiek w ostatnich 2 mln lat. Natomiast koncentracje CH_4 (metanu) i N_2O (podtlenku azotu) były wyższe niż kiedykolwiek w ostatnich 800 tys. lat. Od 1750 r. wzrosty stężeń CO_2 (o 47 proc.) i CH_4 (o 156 proc.) znacznie przekroczyły zakres naturalnych zmian pomiędzy zlodowaceniami i interglacjałami w okresie co najmniej ostatnich 800 tys. lat – informują.

„Począwszy od 1850 r. każda z ostatnich czterech dekad była kolejno coraz cieplejsza niż którakolwiek z wcześniejszych. W okresie 2011-2020 średnia temperatura powierzchni Ziemi była wyższa o 1,09 st. C niż w okresie 1850-1900, z większym wzrostem temperatury nad lądami (1,59 st. C) niż nad oceanami (0,88 st. C). Od lat 50. fale upałów stały się częstsze i bardziej intensywne w większości regionów lądowych. Byłoby skrajnie nieprawdopodobne, aby niektóre ekstremalne upały z ostatniej dekady wystąpiły bez wpływu człowieka na system klimatyczny" – czytamy w wynikach przytoczonych przez polskich naukowców.

Źródło – PAP – Nauka w Polsce

eprasa.pl 14b79c22e1

Nomenklatura organiczna po nowemu

Część II. Nomenklatura pochodnych węglowodorów

Ewa Trybalska, Zbigniew Gawron, Jerzy Maduzia

W poprzednim numerze „Chemii w Szkole" omówiliśmy zmiany w nomenklaturze węglowodorów i ich fluorowcopochodnych, jakie obowiązują uczniów kształcących się według nowej podstawy programowej z chemii. Teraz przejdziemy do pochodnych węglowodorów.

Po pierwsze należy wspomnieć o kolejności ważności podstawników, albowiem podstawnik ważniejszy będzie decydował o nazwie związku organicznego. Ważność grup funkcyjnych zmieniać się będzie w szeregu: aminowa – hydroksylowa – ketonowa – aldehydowa – amidowa – estrowa – karboksylowa, z tym że najważniejsza jest ta ostatnia, czyli karboksylowa. Dlatego też związek organiczny zawierający jednocześnie grupy hydroksylową i karboksylową będzie należał do hydroksykwasów.

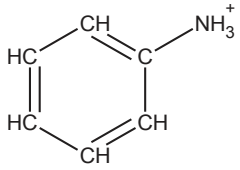
Wprowadzone zmiany mogą okazać się trudne dla ucznia, albowiem wiele nazw będziemy tworzyli tak, jak do tej pory, niektóre podstawniki zmieniły zasady nazewnictwa, a niektóre pozostały zachowane. Ponadto większość podręczników czy książek sprzed reformy zawiera stare nazewnictwo, co może być mylące dla nauczyciela i ucznia.

Warto zauważyć, że dawna metyloamina czy etyloamina będzie nazywała się teraz metanoaminą i etanoaminą. Popularny fenol zachowuje swoją nazwę, podobnie jak anilina, ale dawny naftol będzie teraz nazywał się naftalen-1-olem. Wierzymy jednak, że zmiany te szybko przenikną do świadomości nauczycieli i uczniów, a na egzaminie maturalnym w roku 2023 nie będzie większych problemów z nomenklaturą związków organicznych.

Zadanie

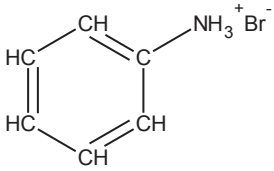
Dwoje uczniów otrzymało na zadanie ustalić nazwę systematyczną podanych pochodnych węglowodorów. Oceń, czy nazwy zaproponowane przez uczniów są prawidłowe, wpisując do tabeli słowa: błędna lub poprawna.

1)



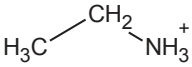
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	anilinium	
Uczeń 2	kation amoniowy	

2)



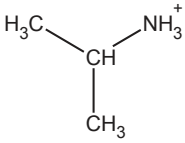
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	bromek aniliniowy	
Uczeń 2	bromek anilinium	

3)



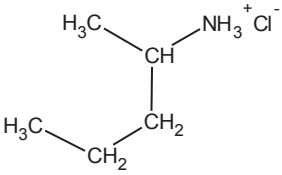
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	kation etyloamioniowy	
Uczeń 2	etanoaminium	

4)



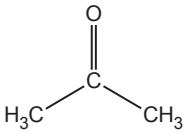
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propylo-2-aminium	
Uczeń 2	propano-2-aminium	

5)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	chlorek pentano-2-aminium	
Uczeń 2	chlorowodorek pentan-2-ylu	

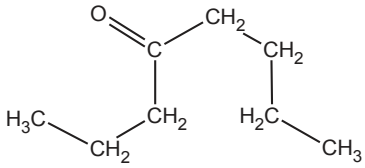
6)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propanon	
Uczeń 2	propan-2-on	

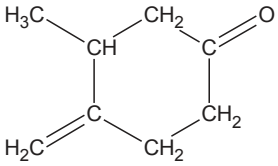
eprasa.pl 14b79c22e1

7)



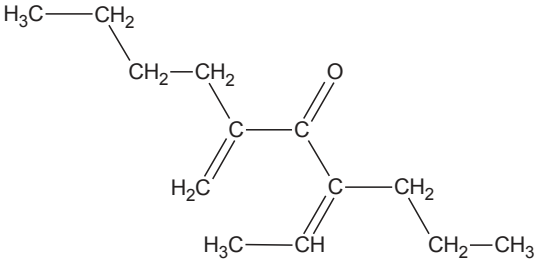
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	oktan-5-on	
Uczeń 2	oktan-4-on	

8)



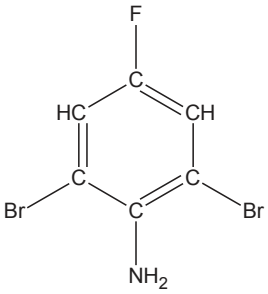
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	3-metylo-4-metylidenocykloheksan-1-on	
Uczeń 2	3-metylo-4-metenylocykloheksan-1-on	

9)



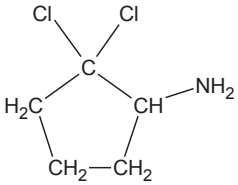
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	(4Z)-4-etylideno-6-metylidenodekan-5-on	
Uczeń 2	4-etylideno-6-metylidenodekan-5-on	

10)



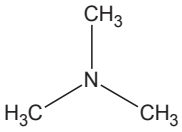
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	1,3-dibromo-5-fluoro-2-aminobenzen	
Uczeń 2	2,6-dibromo-4-fluoroanilina	

11)



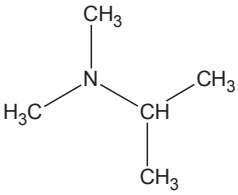
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	2,2-dichlorocyklopentano-1-amina	
Uczeń 2	1,1-dichlorocyklopentano-2-amina	

12)



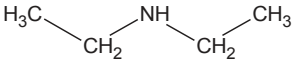
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	trimetyloamina	
Uczeń 2	N,N-dimetylometanoamina	

13)



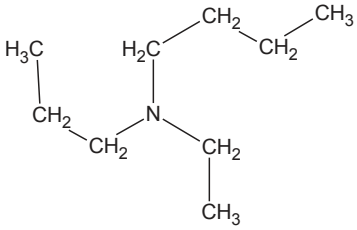
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	dimetylopropano-2-amina	
Uczeń 2	N,N-dimetylopropano-2-amina	

14)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	dietyloamina	
Uczeń 2	N-etyloetanoamina	

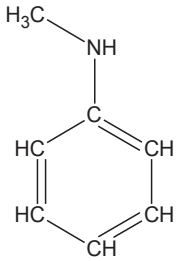
15)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-etylo-N-propylobutano-1-amina	
Uczeń 2	etylo-propylobutano-1-amina	

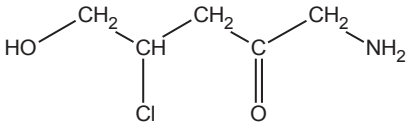
eprasa.pl 14b79c22e1

16)



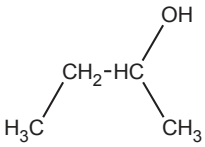
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-fenylometanoamina	
Uczeń 2	N-metyloanilina	

17)



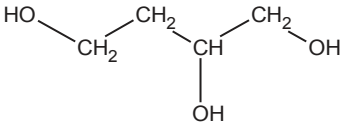
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	1-amino-4-chloro-5-hydroksypentan-2-on	
Uczeń 2	5-amino-2-chloro-1-hydroksypentan-4-on	

18)



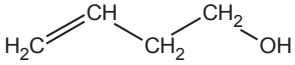
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butan-2-ol	
Uczeń 2	1-metylopropan-1-ol	

19)



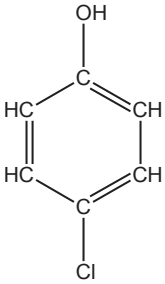
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butan-1,2,4-triol	
Uczeń 2	butano-1,2,4-triol	

20)



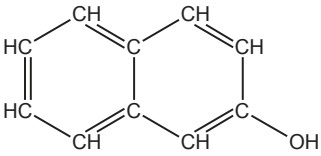
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	but-1-en-4-ol	
Uczeń 2	but-3-en-1-ol	

21)



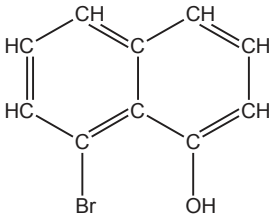
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-chlorofenol	
Uczeń 2	p-bromofenol	

22)



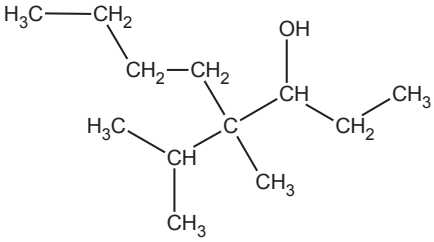
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	2-naftol	
Uczeń 2	naftalen-2-ol	

23)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	8-bromonaftalen-1-ol	
Uczeń 2	3-bromonaftalen-1-ol	

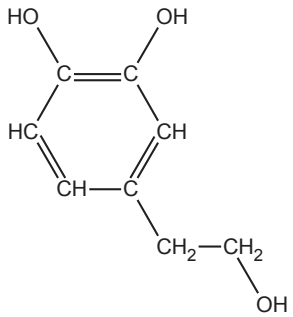
24)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-metylo-4-propylooktan-3-ol	
Uczeń 2	4-metylo-4-(propan-2-ylo) oktan-3-ol	

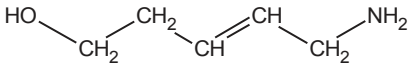
eprasa.pl 14b79c22e1

25)



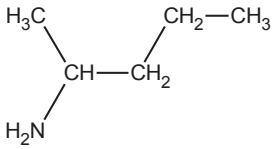
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-(2-hydroksyetylo)benzeno-1,2-diol	
Uczeń 2	2(3,4-dihydroksofenylo) atan-1-ol	

26)



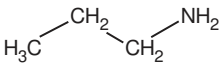
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	(3E)-5-aminopent-3-en-1-ol	
Uczeń 2	(3Z)-5-aminopent-3-en-1-ol	

27)



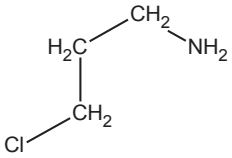
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	pentano-2-amina	
Uczeń 2	metylobutyloamina	

28)



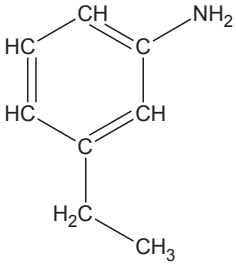
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propano-1-amina	
Uczeń 2	propyloamina	

29)



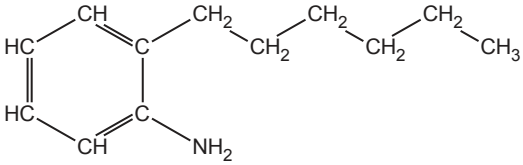
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	2-amina-chloropropan	
Uczeń 2	3-chloropropano-1-amina	

30)



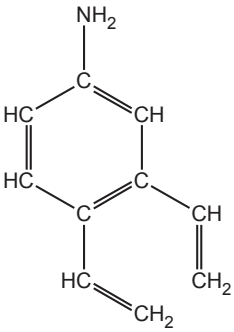
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	3-etyloanilina	
Uczeń 2	3-etyloaminobenzen	

31)



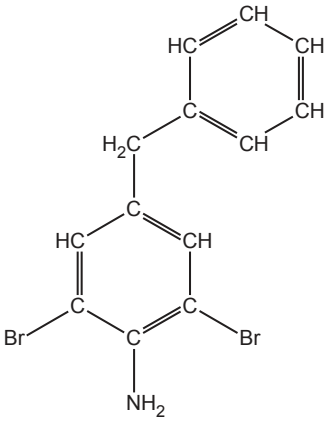
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	p-heksyloanilina	
Uczeń 2	2-heksyloanilina	

32)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	5,6-dietenyloanilina	
Uczeń 2	3,4-dietenyloanilina	

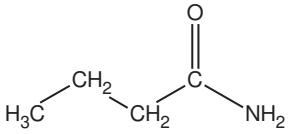
33)



eprasa.pl 14b79c22e1

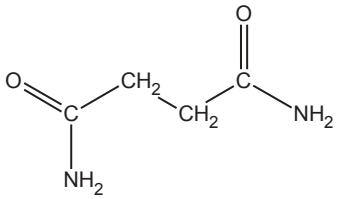
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-benzylo-2,6-dibromoanilina	
Uczeń 2	4-fenylo-2,6-dibromoanilina	

34)



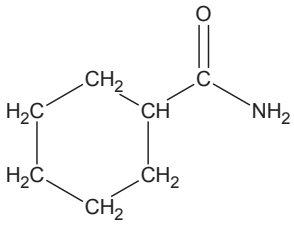
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butanoamid	
Uczeń 2	butyloamid	

35)



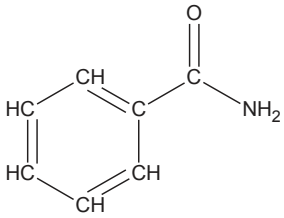
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	etano-1,2-dikarboksyamid	
Uczeń 2	butanodiamid	

36)



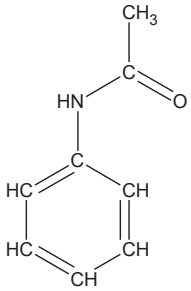
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	cykloheksanokarboksyamid	
Uczeń 2	benzamid	

37)



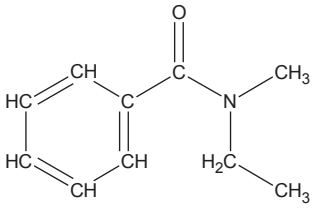
	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	fenyloamid	
Uczeń 2	benzamid	

38)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-benzyloacetamid	
Uczeń 2	N-fenyloacetamid	

39)



	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-etylo-N-metylobenzamid	
Uczeń 2	etylofenylobenzamid	

Odpowiedzi:

1)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	anilinium	poprawna
Uczeń 2	kation amoniowy	błędna

2)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	bromek aniliniowy	błędna
Uczeń 2	bromek anilinium	poprawna

3)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	kation etyloamioniowy	błędna
Uczeń 2	etanoaminium	poprawna

4)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propylo-2-aminium	błędna
Uczeń 2	propano-2-aminium	poprawna

5)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	chlorek pentano-2-aminium	poprawna
Uczeń 2	chlorowodorek pentan-2-ylu	błędna

eprasa.pl 14b79c22e1

6)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propanon	błędna
Uczeń 2	propan-2-on	poprawna

7)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	oktan-5-on	błędna
Uczeń 2	oktan-4-on	poprawna

8)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	3-metylo-4-metylidenocykloheksan-1-on	poprawna
Uczeń 2	3-metylo-4-metenylocykloheksan-1-on	błędna

9)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	(4Z)-4-etylideno-6-metylidenodekan-5-on	poprawna
Uczeń 2	4-etylideno-6-metylidenodekan-5-on	błędna

10)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	1,3-dibromo-5-fluoro-2-aminobenzen	błędna
Uczeń 2	2,6-dibromo-4-fluoroanilina	poprawna

11)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	2,2-dichlorocyklopentano-1-amina	poprawna
Uczeń 2	1,1-dichlorocyklopentano-2-amina	błędna

12)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	trimetyloamina	błędna
Uczeń 2	N,N-dimetylometanoamina	poprawna

13)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	dimetylopropano-2-amina	błędna
Uczeń 2	N,N-dimetylopropano-2-amina	poprawna

14)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	dietyloamina	błędna
Uczeń 2	N-etyloetanoamina	poprawna

15)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-etylo-N-propylobutano-1-amina	poprawna
Uczeń 2	etylo-propylobutano-1-amina	błędna

16)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-fenylometanoamina	błędna
Uczeń 2	N-metyloanilina	poprawna

17)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	1-amino-4-chloro-5-hydroksypentan-2-on	poprawna
Uczeń 2	5-amino-2-chloro-1-hydroksypentan-4-on	błędna

18)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butan-2-ol	poprawna
Uczeń 2	1-metylopropan-1-ol	błędna

19)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butan-1,2,4-triol	błędna
Uczeń 2	butano-1,2,4-triol	poprawna

20)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	but-1-en-4-ol	błędna
Uczeń 2	but-3-en-1-ol	poprawna

21)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-chlorofenol	poprawna
Uczeń 2	p-bromofenol	błędna

22)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	2-naftol	błędna
Uczeń 2	naftalen-2-ol	poprawna

23)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	8-bromonaftalen-1-ol	poprawna
Uczeń 2	3-bromonaftalen-1-ol	błędna

eprasa.pl 14b79c22e1

24)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-metylo-4-propylooktan-3-ol	błędna
Uczeń 2	4-metylo-4-(propan-2-ylo) oktan-3-ol	poprawna

25)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-(2-hydroksyetylo)benzeno-1,2-diol	poprawna
Uczeń 2	2(3,4-dihydroksofenylo) atan-1-ol	błędna

26)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	(3E)-5-aminopent-3-en-1-ol	poprawna
Uczeń 2	(3Z)-5-aminopent-3-en-1-ol	błędna

27)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	pentano-2-amina	poprawna
Uczeń 2	metylobutyloamina	błędna

28)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	propano-1-amina	poprawna
Uczeń 2	propyloamina	błędna

29)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	1-amina-chloropropan	błędna
Uczeń 2	3-chloropropano-1-amina	poprawna

30)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	3-etyloanilina	poprawna
Uczeń 2	3-etyloaminobenzen	błędna

31)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	p-heksyloanilina	błędna
Uczeń 2	2-heksyloanilina	poprawna

32)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	5,6-dietenyloanilina	błędna
Uczeń 2	3,4-dietenyloanilina	poprawna

33)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	4-benzylo-2,6-dibromoanilina	poprawna
Uczeń 2	4-fenylo-2,6-dibromoanilina	błędna

34)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	butanoamid	poprawna
Uczeń 2	butyloamid	błędna

35)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	etano-1,2-dikarboksyamid	błędna
Uczeń 2	butanodiamid	poprawna

36)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	cykloheksanokarboksyamid	poprawna
Uczeń 2	benzamid	błędna

37)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	fenyloamid	błędna
Uczeń 2	benzamid	poprawna

38)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-benzyloacetamid	błędna
Uczeń 2	N-fenyloacetamid	poprawna

39)

	Nazwa związku proponowana przez ucznia	*Ocena poprawności wykonania zadania*
Uczeń 1	N-etylo-N-metylobenzamid	poprawna
Uczeń 2	etylofenylobenzamid	błędna

Mgr inż. Ewa Trybalska
nauczycielka chemii w V LO z Oddziałami Dwujęzycznymi w Gliwicach

Mgr Zbigniew Gawron
nauczyciel chemii w I LO Dwujęzycznym w Gliwicach

Mgr Jerzy Maduzia
nauczyciel chemii Z.S. Nr6 w Jastrzębiu-Zdroju, konsultant w RODNiP WOM Rybnik

Literatura:

[1] K. Dudek-Różycki, M. Płotek, T. Wichur „Kompendium terminologii oraz nazewnictwa związków organicznych. Poradnik dla nauczycieli i uczniów". Wydawnictwo Szkolne Omega ISBN: 978-83-7267-761-7

Hasła do krzyżówki zre str. 39

Hasła do krzyżówki: 1. demencja; 2. witeksyna; 3. glikozydy; 4. zasady; 5. rumianek; 6. luteolina; 7. repelenty 8. paprykа; 9. apigenina; 10. antyoksydant; hasło głównе: diosmetyna.

eprasa.pl 14b79c22e1

Drzewo w probówce

Wzrost kryształów metalu w żelu krzemionkowym

Fot. 1 – Fraktalne kryształy srebra

Marek Ples

Pierwiastki metaliczne spotykamy w naturze przeważnie w postaci rud zawierających ich związki. Jedynie nieliczne mało reaktywne chemicznie metale występują w postaci wolnej, jako pierwiastki rodzime. Dzięki swoim specyficznym własnościom (m.in. mechanicznym), metale są powszechnie wykorzystywane do produkcji materiałów konstrukcyjnych i elementów maszyn. Ich właściwości chemiczne także są wykorzystywane w przemyśle.

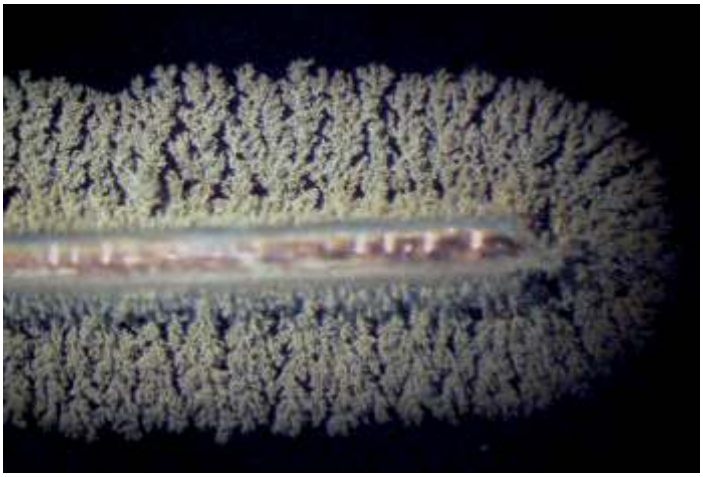
Jeśli chodzi o budowę molekularną, to metale spośród pozostałych pierwiastków wyróżniają się występowaniem elektronów swobodnych w obrębie sieci krystalicznej. Obecność zdolnych do ruchu nośników ładunku jest powodem doskonałego przewodnictwa elektrycznego metali. Pierwiastki metaliczne w stałym stanie skupienia cechują się też zwykle połyskiem, ciągliwością, kowalnością oraz wysoką wartością przewodnictwa cieplnego. Z punktu widzenia chemika ważne jest też, że substancje te dążą przeważnie do tworzenia związków o właściwościach zasadowych i nukleofilowych, nie zaś kwasowych i elektrofilowych.

Wspomniane wyżej mało reaktywne metale zwyczajowo nazywamy szlachetnymi. Są to platynowce, do których zaliczamy platynę Pt, ruten Ru, rod Rh, pallad Pd, osm Os i iryd Ir oraz dwa pierwiastki z grupy miedziowców, a mianowicie srebro Ag i złoto Au (czasem dodatkowo także ren Re i rtęć Hg).

Metale w stanie stałym spotykamy w formie krystalicznej. Kryształy metali mogą mieć różnorodne formy. Jedną z nich są dendryty, będące charakterystycznymi agregatami drobnych kryształów. Kształtem przypominają zwykle rozgałęzione pędy roślinne.

Często prowadzonym w szkolnych i uczelnianych pracowniach doświadczeniem jest hodowla dendrytycznych kryształów srebra na drodze elektrolizy. W odpowiednich warunkach na granicy faz roztwór-powietrze dochodzi do uformowania pięknych kryształów srebra o cechach fraktalnych (Fot.1).

Powstałe w ten sposób kryształy z dobrym przybliżeniem są strukturami dwuwymiarowymi, co pozwala na



Fot. 2 – Struktura dendrytycznych kryształów srebra w powiększeniu

eprasa.pl 14b79c22e1

ułatwione studiowanie podstaw ich budowy. Jeśli jednak chcemy zaobserwować rozwój kryształów srebra w trzech wymiarach, to napotykamy pewien problem – są one tak delikatne, że podczas wzrostu w roztworze często łamią się pod własnym ciężarem. Ich obserwacja jest więc możliwa jedynie w przypadku niewielkich kryształów, które trzeba obserwować pod mikroskopem (Fot. 2).

Chcąc otrzymać większe kryształy srebra o efektownej strukturze, warto skorzystać z techniki hodowli w ośrodku żelowym [1].

Doświadczenie

W celu wykonania doświadczenia potrzebujemy jedynie czterech substancji. Będą to:

- szkło wodne
- azotan(V) srebra $AgNO_3$
- miedź Cu
- kwas octowy CH_3COOH 6-10% (ocet spożywczy, spirytusowy)

Szkło wodne jest roztworem wodnym krzemianu sodu lub potasu. Spotyka się też szkło wodne będące roztworem mieszaniny krzemianów sodu i potasu. W każdym razie można je traktować jako układ o zmiennym składzie i wzorze ogólnym $mMe_2O{\bullet}nSiO_2{\bullet}xH_2O$ (Me – Na lub K; m, n, x – współczynniki o zmiennych wartościach). Szkło wodne powstaje w wyniku reakcji stopionego wodorotlenku lub węglanu sodu (lub potasu) z krzemionką SiO_2 [2]. Szkło wodne znajduje wiele zastosowań, głównie jako lepiszcze odporne na wysoką temperaturę: do wyrobu klejów oraz kitów, jako spoiwo do materiałów ceramicznych, przy produkcji form w odlewnictwie, przy impregnacji materiałów ogniotrwałych. Nie jest ono silnie toksyczne, ale produkt handlowy często zawiera dodatek wodorotlenku sodu – z tego powodu może mieć właściwości żrące.

Jako źródło jonów srebra w naszym doświadczeniu zastosujemy azotan(V) srebra. Związek ten bywa do dziś nazywany lapisem, ponieważ już alchemicy ochrzcili go łacińskim terminem *lapis infernalis*, czyli kamieniem piekielnym. Warto się w tym miejscu zastanowić, dlaczego substancja występująca w postaci białych (na świetle ciemniejących z czasem) kryształów (Fot. 3) otrzymała nazwę kojarzącą się w tak demoniczny sposób.

Jednym z powodów był z całą pewnością fakt, że w wyniku kontaktu tej soli z naszą skórą – po wystawieniu na światło – w obrębie tkanki wydziela się metaliczne srebro, co objawia się powstaniem czarnych, właściwie niemożliwych do usunięcia plam. Przebarwień tych możemy się pozbyć dopiero wraz z łuszczącym się naskórkiem, co bez zastosowania metod przyspieszających ten proces może nastąpić dopiero po kilku, kilkunastu dniach. Azotan(V) srebra należy traktować jako substancję toksyczną, a dodatkowo wykazującą delikatne działanie żrące na naszą skórę. Środki ochrony osobistej – fartuch, rękawiczki i okulary ochronne – są konieczne, jak zawsze zresztą przy pracy w laboratorium [3].

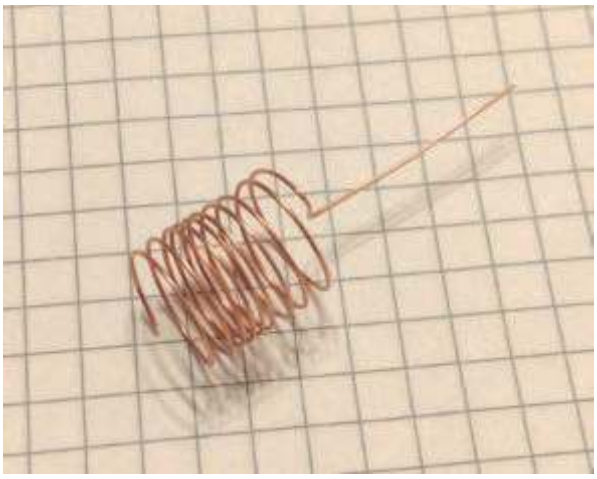
Czysty kwas octowy jest bezbarwną, żrącą cieczą. Łatwo miesza się z wodą praktycznie w każdym stosunku. W doświadczeniu wykorzystamy rozcieńczony roztwór kwasu nazywany octem i wykorzystywany w sztuce kulinarnej.

Ostatnią potrzebną nam substancją jest metaliczna miedź – metal o pięknej czerwonej barwie. Nam przyda się niezbyt gruby drut miedziany – ja zastosowałem wyrób o średnicy 0,4 mm. Jeśli stosujemy drut wykorzystywany zwykle w elektrotechnice, to trzeba go przed doświadczeniem pozbawić warstwy izolacyjnej.

Drut musimy wygiąć tak, aby możliwe było odpowiednie umieszczenie go w probówce. Można oczywiście zastosować także inne naczynie, np. zlewkę, ale probówka zapewnia najlepszą widoczność efektu, dzięki niezbyt grubej warstwie żelu krzemionkowego pomiędzy powstałymi kryształami a ścianami bocznymi naczynia. W toku doświadczeń okazało się, że doskonałym sposobem jest nawinięcie drutu np. na długopisie lub ołówku, a następnie wygięcie go w sposób pokazany na Fot. 4.

Aby otrzymać żel krzemionkowy, musimy na początku rozcieńczyć odpowiednio szkło wodne, tak aby jego

Fot. 3 – Kryształy azotanu(V) srebra



Fot. 4 – Sposób wygięcia miedzianego drutu

Fot. 5 – Drut w probówce z żelem

eprasa.pl 14b79c22e1

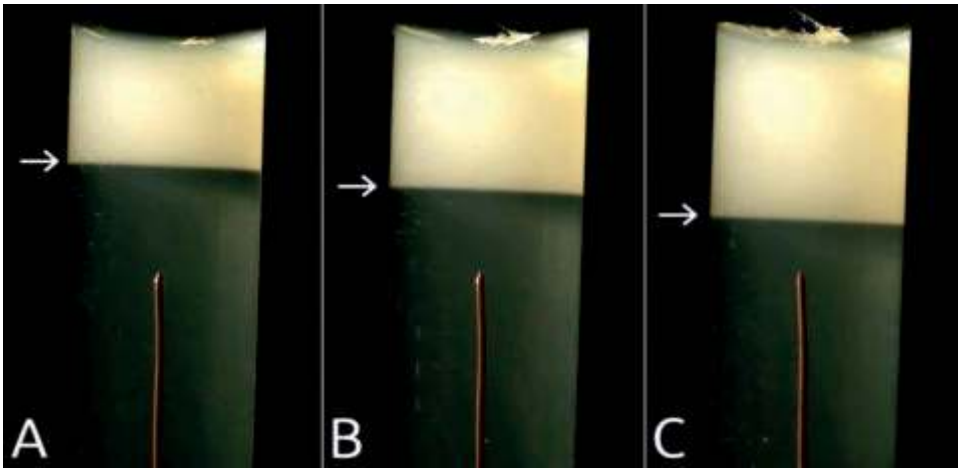
gęstość wyniosła około 1g/cm^3, a więc była zbliżona do gęstości wody. Według danych literaturowych osiąga się to poprzez zmieszanie jednej objętości handlowego szkła wodnego z ośmioma objętościami wody [4]. Do przygotowania wszystkich roztworów w doświadczeniu musimy używać koniecznie wody oczyszczonej: destylowanej lub demineralizowanej.

W probówce umieśćmy następnie odpowiednio ukształtowany drut, po czym zalejmy go mieszaniną równych objętości rozcieńczonego w powyższy sposób szkła wodnego i 6% kwasu octowego. Czas żelowania jest dosyć długi i może sięgać kilkunastu godzin – w razie niepowodzenia trzeba poeksperymentować ze stopniem rozcieńczenia szkła wodnego i stosunkiem w jakim mieszamy je następnie z kwasem octowym. Gotowy układ powinien wyglądać jak na Fot. 5.

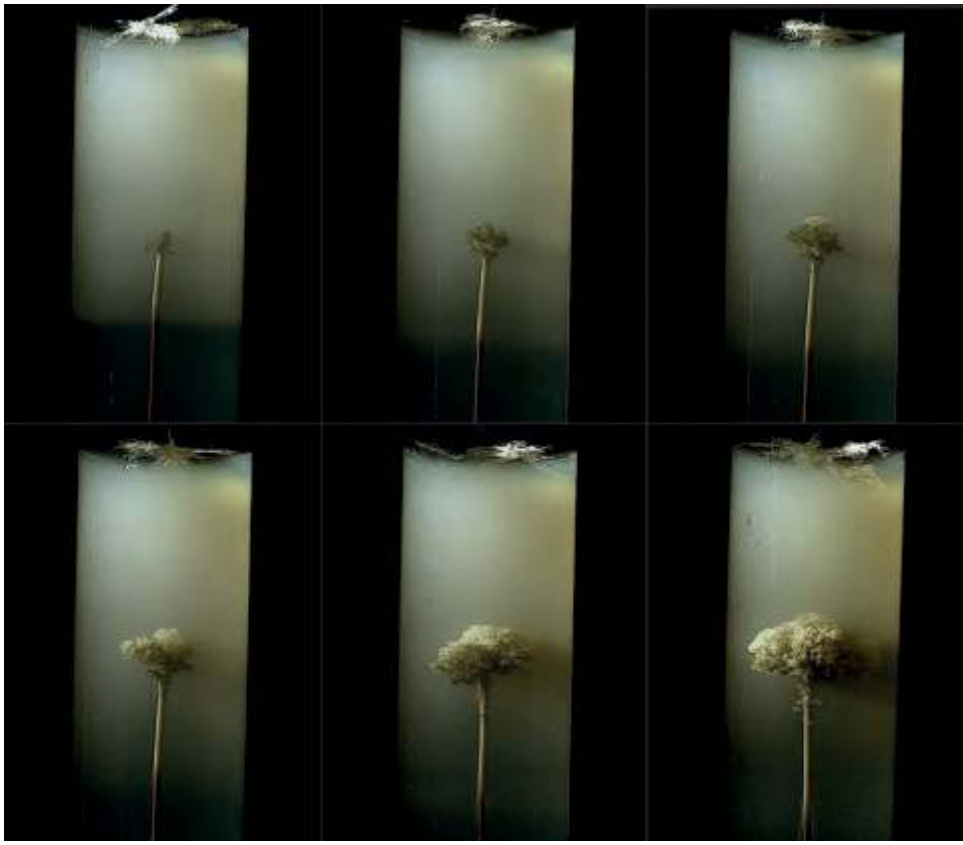
Zauważmy, że ukształtowana w sprężynę część drutu służy jako podstawa, a wystająca ku górze prosta i zaostrzona część jest położona z grubsza osiowo w probówce. Warstwa żelu powinna sięgać 2-4 cm ponad zakończenie drutu. Jak widzimy, żel jest prawie doskonale przezroczysty.

Aby uruchomić proces, na wierzch zestalonego żelu wkraplamy kilkucentymetrową warstwę wodnego roztworu soli srebra o stężeniu od kilku do kilkunastu procent (ja stosuję zwykle 8%) – od stężenia tego roztworu, podobnie jak i temperatury oraz właściwości żelu krzemionkowego zależy w dużej mierze uzyskany efekt. Warto przygotować warianty doświadczenia z wykorzystaniem roztworów soli o różnym stężeniu. Musimy przy tym jednak pamiętać, że zwykle im mniejsze zastosujemy stężenie, tym dłużej będziemy musieli czekać na efekt. Poza momentami obserwacji cały układ reakcyjny powinien być chroniony przed światłem, ponieważ związki srebra mogą ulegać rozkładowi pod jego wpływem.

W ciągu pierwszych godzin możemy zauważyć, że w głąb żelu od powierzchni jego kontaktu z roztworem soli srebra zaczyna się przemieszczać smuga białawej barwy (Fot. 6). Jest to spowodowane dyfuzją jonów, między innymi srebra Ag^+ w głąb żelu, połączonej zapewne z ich reakcją ze śladami jonów chlorkowych Cl^- będącymi zanieczyszczeniem szkła wodnego, co powoduje wydzielenie się białego, a przy tym światłoczułego osadu. Niewielka ilość chlorków powoduje jednak, że nie wszystkie jony srebra zostają wykorzystane w tej reakcji, co jest sprzyjającą okolicznością, ponieważ są nam one potrzebne w innym celu.



Fot. 6 – Postęp dyfuzji jonów w głąb żelu; widoczne formowanie osadu; A –po 3 h od naniesienia roztworu soli srebra, B –po 4 h, C – po 5 h



Fot. 7 – Kolejne etapy powstawania struktury

Po pewnym czasie – liczącym zwykle od kilku do kilkunastu godzin – front migrujących w głąb żelu jonów srebrowych dotrze do zakończenia miedzianego drutu, po czym powędruje dalej. Na ostrzu drutu zacznie jednak się dziać coś ciekawego: najpierw poszarzeje, a następnie zaczną z niego wyrastać jakby kiełki, rozgałęziające się po pewnym czasie. Struktura rośnie z godziny na godzinę, sprawiając wrażenie jakby ożywionej – proces ten najlepiej

eprasa.pl 14b79c22e1

Fot. 8 – Drzewko w zbliżeniu

śledzić przez szkło powiększające (Fot. 7). Ostatnia fotografia została wykonana w 5 dni od naniesienia roztworu soli srebra.

W toku doświadczenia powstanie struktura przypominająca miniaturowe drzewko o miedzianym pniu i rozgałęzionej koronie zbudowanej z kryształów metalicznego srebra. Prezentuje się ona szczególnie pięknie w powiększeniu (Fot. 8).

Wyjaśnienie

Reakcję zachodzącą podczas żelowania zakwaszonego roztworu szkła wodnego możemy zapisać następująco:

$$SiO_3^{2-} + 2H^+ + (n-1)H_2O \rightarrow SiO_2 \cdot nH_2O$$

Powstająca uwodniona krzemionka tworzy sztywny żel, w obrębie którego jednak ruchliwość jonów srebrowych zostaje zachowana.

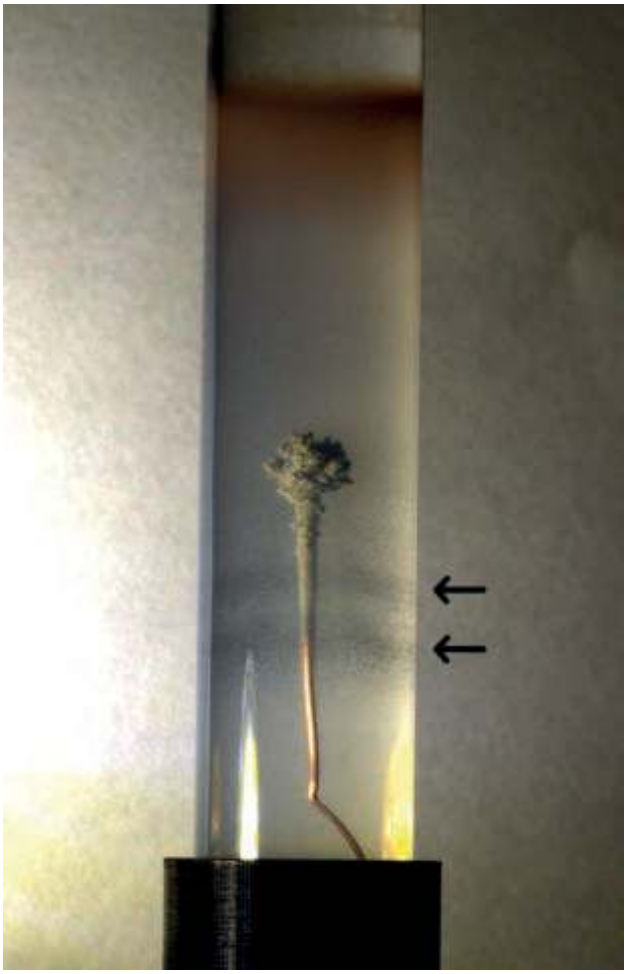
Migrujące w głąb żelu jony srebra wchodzą w kontakt z metaliczną miedzią. Jak wiemy, metale bardziej aktywne chemicznie (o niższym standardowym potencjale redukcji) wypierają ze związków metale mniej aktywne (o wyższym standardowym potencjale). W przypadku srebra jego potencjał standardowy – mierzony względem elektrody wodorowej – wynosi 0,80V, zaś dla miedzi jest to 0,34V [5]. Możemy więc zapisać zachodzącą reakcję:

$$2Ag^+ + Cu \rightarrow 2Ag\downarrow + Cu^{2+}$$

Miedź ulega roztworzeniu, przechodząc w dwudodatnie kationy, natomiast srebro ulega redukcji do postaci atomowej, tworzącej fazę metaliczną.

Budowę drzewiastych, rozgałęzionych kryształów srebra można wyjaśnić zjawiskiem agregacji ograniczonej dyfuzją (ang. *diffusion-limited aggregation*) [6]. Ruchliwe jony srebra obecne w roztworze są tu redukowane na powierzchni metalu do nierozpuszczalnych, a więc unieruchomionych atomów srebra.

Procesy analogiczne do opisanych występują także w naturze. Opisane procesy nie są jedynie laboratoryjną ciekawostką – agregaty minerału piroluzytu z racji swojej formy bywają często mylone ze skamieniałościami roślin, lecz są całkowicie abiotycznego pochodzenia.



Fot. 9 – Pasma Lieseganga (wskazane strzałkami)

Fakt zahamowania konwekcji w układzie, a także kontaktu przemieszczających się w żelu jonów wchodzących w kontakt z czynnikiem strącającym pozwala czasem na zaobserwowanie w układzie dodatkowego zjawiska, czyli formowania tzw. pierścieni Lieseganga (Fot. 9). Jest to interesujący przykład dynamicznej samoorganizacji [7].

Mgr Marek Ples
Katedra Biomechatroniki, Wydział Inżynierii Biomedycznej
Politechnika Śląska
marek.ples@o2.pl
www.weirdscience.eu

Wszystkie fotografie zostały wykonane przez autora.

Literatura:

[1] Ples M., *Metaliczne rośliny. Krystaliczne dendryty srebra*, Chemia w Szkole, 3 (2015), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 6-10
[2] Korzeniowska M., *Wpływ struktury uwodnionego krzemianu sodu jako spoiwa mas formierskich na własności żelu krzemionkowego w wysokich temperaturach*, dostępne online: https://winntbg.bg.agh.edu.pl/rozprawy2/10073/full10073.pdf [dostęp: 22.11.2021]
[3] *Ples M., Światłoczułe związki w fotografii, Chemia w Szkole, 1 (2018), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 35-41*
[4] Chojnacki J., *Techniki krystalizacji I. Krystalizacja z żelu*, dostępne online: https://chem.pg.edu.pl/documents/175187/63147198/Krystalizacja%20z%20%C5%Bcelu [dostęp: 22.11.2021]
[5] *CRC Handbook of Chemistry and Physics 88th*, CRC Press, 2008,
[6] Falconer K., *Techniques in Fractal Geometry,* John Willey and Sons, 1997
[7] Ples M., *Porządek z chaosu. O samoorganizacji i pierścieniach Lieseganga*, Chemia w Szkole, 1 (2016), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 15-19

eprasa.pl 14b79c22e1

Foto – Wikimedia Commons

Kilka słów o żółtych flawonach

Emilia Rózik

Flawony to bezbarwne, organiczne związki chemiczne wchodzące w skład flawonoidów, czyli polifenoli będących metabolitami wtórnymi, umiejscowionymi np. na zewnętrznych częściach tkanek roślin. Nazwa tych związków pochodzi od łacińskiego słowa „flavus", co oznacza kolor żółty, a to z kolei wiąże się z ich wpływem na barwę (a także zapach) niektórych roślin.

Flawonoidy są związkami bardzo pożytecznymi, pełnią m.in. rolę składników odżywczych, czynników przeciwbakteryjnych, a także mogą być repelentami – środkami chroniącymi rośliny przez odstraszanie od nich zwierząt roślinożernych, a także zapobieganie oddziaływaniu na nie patogennych grzybów i bakterii. Wynika to z przynależności flawonów do substancji allelopatycznych – oddziałujących na inne rośliny i/lub grzyby. Flawony wykazują także właściwości przeciwutleniające, chroniąc tym samym przed stresem oksydacyjnym. Pojedyncze związki tej grupy wykazują właściwości moczopędne.

Flawony powstają z prekursorów metabolizmu podstawowego (w obrębie szlaku kwasu malonowego i szlaku kwasu szikimowego). Charakteryzują się dobrą rozpuszczalnością w roztworach zasadowych. Większość z nich ma zdolności fluorescencyjne w zakresie ultrafioletowym. Biorąc pod uwagę różnorodną budowę strukturalną oprócz flawonów wyróżnia się jeszcze wiele innych związków flawonoidowych, w tym – flawanony, flawanole, izoflawony, flawonole oraz antocyjany. Dla wyróżnienia poszczególnych grup związków, flawonoidy poddaje się hydrolizie kwaśnej, a następnie wykorzystuje odpowiednie barwne odczynniki.

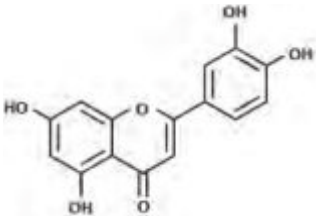
Flawony wykorzystuje się m.in. w kosmetykach. W postaci glikozydów mogą być spożywane przez człowieka i są obecne w tej formie w warzywach (np. selerze i czerwonej papryce) oraz w owocach (np. w mandarynkach).

Do typowych flawonów zaliczamy m.in. **luteolinę** (Rys. 1), **diosmetynę** (Rys. 2), **apigeninę** (Rys. 3) i słynny glikozyd apigeniny – **witeksynę** (Rys. 4).

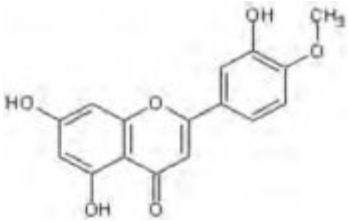
Luteolina jest preparatem szeroko rozpowszechnionym na rynku dzięki jej zdolności do wspierania funkcjonowania mózgu i ochrony przed demencją starczą. Ponadto charakteryzuje się ona selektywną cytotoksycznością w komórkach nowotworowych, wykazuje działanie przeciwalergiczne i właściwości przeciwzapalne. Prowadzono ponadto badania dotyczące leczniczego wpływu luteoliny na nadciśnienie.

Z kolei diosmetyna stanowi aglikon (część niecukrową) diosminy oddziałującą na mikrokrążenie. Przypisuje się jej także zdolności przeciwbakteryjne oraz antymutagenne. Można ją odnaleźć w ziołach, np. w oregano.

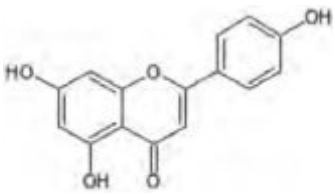
Trzeci związek – apigenina naturalnie znajduje się w naszym organizmie między cytoplazmą a jądrem komórkowym. Wykazuje działanie podobne do kwercetyny – przeciwnowotworowe, przeciwzapalne, uspokajające oraz podnosi poziom wytrzymałości sportowej. Jej źródłem są m.in. rumianek i czosnek.



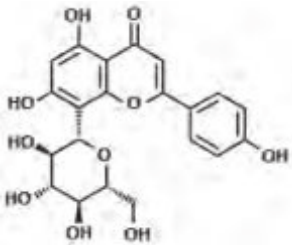
Rys. 1. Wzór strukturalny luteoliny



Rys. 2. Wzór strukturalny diosmetyny



Rys. 3. Wzór strukturalny apigeniny



Rys. 4. Wzór strukturalny witeksyny

eprasa.pl 14b79c22e1

Ostatni z wymienionych flawonów, czyli witeksyna, jest składnikiem głogu jednoszyjkowego, którego preparaty stosowane są w lekach nasercowych dzięki rozszerzającemu wpływowi na naczynia krwionośne oraz zdolności poprawiania przepływu wieńcowego. Ostatnie badanie dowodzą, iż witeksyna zmniejsza także upośledzenie poznawcze.

Z powyższego zestawienia dobroczynnego wpływu flawonów wynika, że nie możemy zapominać o spożywaniu takich warzyw, jak np. seler i papryka oraz korzystaniu w kuchni z przypraw takich, jak rumianek i oregano jako składników codziennej diety.

Literatura:

[1] Jasiński M., Mazurkiewicz E., Rodziewicz P., Figlerowicz M., 2009, *Flawonoidy – budowa, właściwości i funkcja ze szczególnym uwzględnieniem roślin motylkowatych*, w: Biotechnologia, Nr 2 (85), ss. 81–94

[2] Kałwa K., 2019. *Właściwości antyoksydacyjne flawonoidów oraz ich wpływ na zdrowie człowieka*, w: KOSMOS. Problemy nauk biologicznych, Nr 1, ss. 153-159

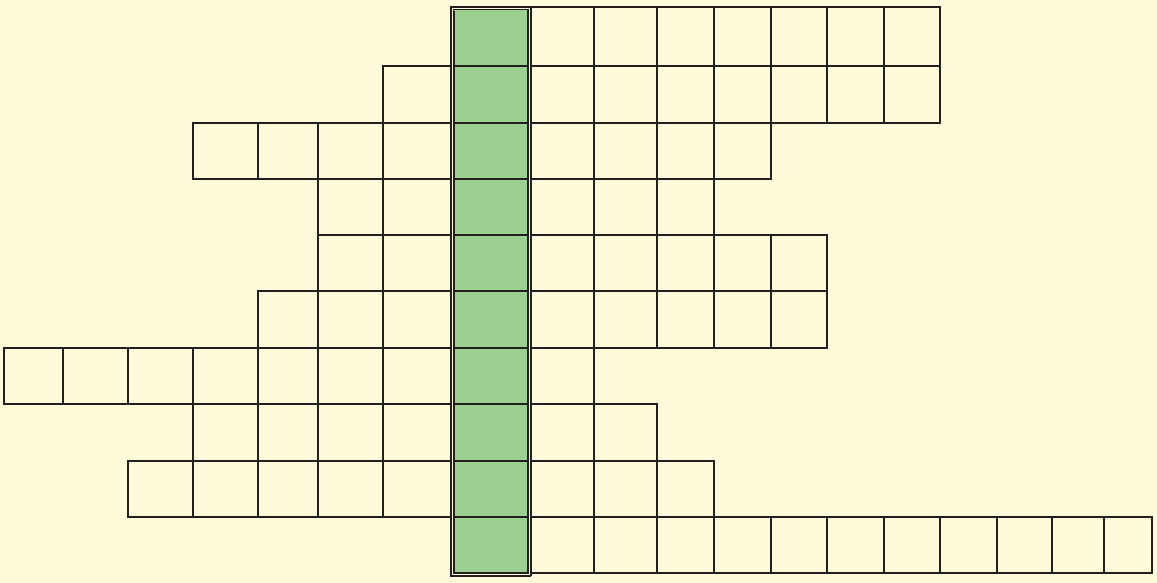
[3] Majewska M. i Czeczot H., 2009. *Flawonoidy w profilaktyce i terapii*, w: Terapia i leki, Nr 5, ss. 369-377

[4] *www.chemspider.com*

[5] Wysiadecka J, 2013. *Opracowanie metody ekstrakcji związków barwiących oraz ich kompleksów z włókien białkowych farbowanych barwnikami naturalnym*. Warszawa

Emilia Rózik
Studentka Uniwersytetu Przyrodniczego w Lublinie

Krzyżówka



1. Schorzenie związane z obniżeniem sprawności umysłowej, na które może pomóc luteolina.
2. Związek flawonoidowy stosowany w chorobach kardiologicznych.
3. Grupa związków chemicznych składających się z części cukrowej i aglikonowej.
4. Wodorotlenki lub ich wodne roztwory.
5. Roślina lecznicza występująca na polach, szeroko stosowana w ziołolecznictwie.
6. Flawon hamujący aktywność topoizomerazy I.
7. Odstraszacze stosowane w ekologicznych metodach ochrony rolnej.
8. Warzywo z rodziny psiankowatych bogate w witaminę C, beta-karoten oraz flawony.
9. Częsty suplement diety używany przez sportowców.
10. Związek chemiczny usuwający nadmiar wolnych rodników i powstrzymujący proces starzenia się.

Hasła do krzyżówki na str. 33

W następnym wydaniu polecamy m.in.:

- Miłość według chemika
- Nomenklatura związków organicznych – cd.
- Zadania z Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej – cd.

eprasa.pl 14b79c22e1

Foto – Dreamstime

Wykorzystanie tabeli rozpuszczalności i zasady zachowania ładunku elektrycznego

do nauki zapisywania wzorów elektrolitów – scenariusz lekcji

Mariusz Łukaszewski, Iwona Paleska

Praktyka dydaktyczna wskazuje, że poprawne zapisywanie wzorów kwasów, wodorotlenków i soli sprawia wielu uczniom istotną trudność. Po opanowaniu pisania wzorów tlenków lub innych związków składających się z dwóch pierwiastków o znanej wartościowości, uczniowie stają przed zadaniem dobrania indeksów stechiometrycznych we wzorach, w których nie pojedyncze atomy, ale ich grupy wymagają potraktowania jako odrębne jednostki formalne o określonej wartościowości. Pojawiają się wówczas problemy z opanowaniem i zrozumieniem zasad prawidłowego zapisu wzorów takich substancji jak kwas siarkowy(VI), wodorotlenek glinu czy siarczan(VI) żelaza(III) [1-3].

Ustalanie wzorów soli zazwyczaj dokonuje się znanymi metodami opartymi na wartościowościach metalu i reszty kwasowej oraz regule krzyżowej lub na wzorach kreskowych. W niniejszym artykule proponujemy wykonanie ćwiczeń mających pomóc uczniom oswoić się ze wzorami kwasów, wodorotlenków i soli oraz nabrać biegłości w ich zapisywaniu, z wykorzystaniem dostępnych w tabeli rozpuszczalności zestawów kationów i anionów jako komponentów wzorów substancji z nich zbudowanych.

Punktem wyjścia uczynimy zasadę zachowania ładunku elektrycznego w obrębie całej drobiny, w tym wynikający z niej warunek elektroobojętności jednostki formalnej wodorotlenku lub soli oraz cząsteczki kwasu, opisanej wzorem chemicznym. Zasada zachowania ładunku – obok prawa zachowania masy(materii) – należy do najbardziej podstawowych praw fizyki o bardzo ważnych i rozległych konsekwencjach dla opisu natury, ale odnosi się wrażenie, że jest ona chyba nadal zbyt rzadko eksponowana i wykorzystywana w dydaktyce, zwłaszcza w chemii.

Tabela rozpuszczalności od dawna stanowi nieocenioną pomoc dydaktyczną w nauce chemii, zarówno dla uczniów jak i nauczycieli. Jej główne zastosowanie to możliwość przewidywania przebiegu zachodzących w roztworach elektrolitów reakcji jonowych, w których powstają trudno rozpuszczalne sole i wodorotlenki. Tabela ta może być jednak również skutecznym narzędziem wspomagającym nauczanie prawidłowego zapisywania wzorów chemicznych substancji o budowie jonowej lub mogących dysocjować z wytworzeniem jonów.

W niniejszym artykule, za pomocą zawartego w nim scenariusza lekcji chemii, chcielibyśmy zwrócić uwagę na mniej powszechne wykorzystanie tabeli rozpuszczalności i zasady elektroobojętności. Większość autorów podręczników, omawiając temat wzorów soli, bazuje na regule krzyżowej i wartościowościach metali oraz reszt kwasowych, my natomiast postanowiliśmy odwołać się do ładunków określonych jonów. Jest to dla nas bardziej przekonywający sposób ustalania wzoru związku niż porównywanie wartościowości. Ponadto chcieliśmy zaproponować tego typu metodę jako przykład posłużenia się tablicami chemicznymi do celów dydaktycznych, żeby nie opierać się tylko na wyuczeniu się przez uczniów na pamięć wzorów i wartościowości, ale aby pokazać, jak na drodze logicznego rozumowania można otrzymać wzór substancji jonowej lub mogącej dysocjować na jony. Proponowane przez nas materiały można wykorzystać zarówno w szkole podstawowej, ograniczając zakres wprowadzanych związków do prostych soli, wodorotlenków i kwasów (część pierwsza rozwinięcia tematu lekcji), jak i w szkole średniej, rozszerzając pulę związków na wodorosole, hydroksosole i sole podwójne (część druga rozwinięcia tematu lekcji). Wiadomości dotyczące soli złożonych można również wykorzystać w ramach zajęć koła chemicznego w szkole podstawowej lub przy przygotowaniu uczniów do konkursu chemicznego.

eprasa.pl 14b79c22e1

Tabela wykorzystywana do egzaminu maturalnego do 2022 r. [4]

Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25 °C													
	Cl^-	Br^-	I^-	NO_3^-	CH_3COO^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CrO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	—	R	R	R
Cu^{2+}	R	R	—	R	R	N	N	R	—	N	N	N	N
Ag^+	N	N	N	R	R	N	N	T	N	N	N	N	—
Mg^{2+}	R	R	R	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N
Ca^{2+}	R	R	R	R	R	T	N	T	N	N	T	N	T
Ba^{2+}	R	R	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	R
Zn^{2+}	R	R	R	R	R	N	T	R	N	N	T	N	N
Al^{3+}	R	R	R	R	R	—	—	R	—	N	N	N	N
Sn^{2+}	R	R	R	R	R	N	—	R	—	N	N	N	N
Pb^{2+}	T	T	N	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N
Mn^{2+}	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	—	N	N
Fe^{3+}	R	R	—	R	R	N	—	R	—	N	N	N	N

R – substancja rozpuszczalna; **T** – substancja trudno rozpuszczalna (strąca się ze stęż. roztworów); **N** – substancja nierozpuszczalna; — oznacza, że dana substancja albo rozkłada się w wodzie, albo nie została otrzymana

Źródło: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

Dzięki temu, iż w tabeli rozpuszczalności zebrane są wzory anionów i kationów, częstsze posługiwanie się nią w różnych kontekstach stwarza też uczniom dodatkowe szanse na utrwalenie, zgodnego ze współczesną wiedzą, obrazu budowy kryształów jonowych, które nie składają się z rozróżnialnych cząsteczek, ale stanowią właśnie zbiór jonów dodatnich i ujemnych. Ponadto, warto wspomnieć, że do zasady zachowania ładunku elektrycznego i mierzalnego ładunku konkretnych cząstek odwołujemy się także przy posługiwaniu się pojęciem stopnia utlenienia. Pomimo, iż stopień utlenienia atomu pierwiastka w danym indywiduum chemicznym jest na mocy definicji wielkością czysto formalną, obliczaną według umownych reguł, to warunkiem poprawności jego stosowania jest to, aby suma stopni utlenienia atomów w danym jonie była równa ładunkowi tego jonu, a w przypadku obojętnej elektrycznie cząsteczki była równa zeru.

Scenariusz lekcji

DZIAŁ:
VII. Systematyka związków nieorganicznych. (zgodnie z Podstawą programową przedmiotu chemia. III etap edukacyjny: 4-letnie liceum ogólnokształcące oraz 5-letnie technikum. Zakres podstawowy i rozszerzony)
oraz VI. Wodorotlenki i kwasy oraz VII. Sole (zgodnie z Podstawą programową kształcenia ogólnego dla 8-letniej szkoły podstawowej)
TEMAT: Ustalanie wzorów wodorotlenków, kwasów i soli.
Czas trwania: 2 godziny lekcyjne (90 min)
Cel ogólny: Wykorzystanie tabeli rozpuszczalności (Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25°C) do ustalania wzorów sumarycznych wodorotlenków, kwasów i soli).

Cele operacyjne:
uczeń potrafi:
- wyjaśnić pojęcia: „wodorotlenek”, „kwas”, „sól”
- na podstawie wzoru sumarycznego, opisu budowy lub właściwości fizykochemicznych zaklasyfikować dany związek chemiczny do: tlenków, wodorków, wodorotlenków, kwasów, soli (w tym wodoro- i hydroksosoli);
- na podstawie wzoru sumarycznego związku nieorganicznego napisać jego nazwę, a na podstawie nazwy napisać jego wzór sumaryczny
- zapisać odpowiednie równania reakcji chemicznych przedstawiających dysocjację tych grup związków

Cele dodatkowe:
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia
- kształtowanie umiejętności formułowania i przedstawiania wniosków.

Metody pracy:
pogadanka, eksperyment, problem do rozwiązania.
Środki dydaktyczne:
tabela rozpuszczalności wodorotlenków i soli,
odczynniki, szkło i wymagany sprzęt do doświadczeń, tablica, rzutnik multimedialny.

Formy pracy: indywidualna, zbiorowa.

eprasa.pl 14b79c22e1

Tabela rozpuszczalności przeznaczona do wykorzystania na egzaminie maturalnym od 2023 r. [5]

Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25 °C (g/100g H_2O)												
Jon	Cl^-	Br^-	I^-	NO_3^-	CH_3COO^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	CrO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Ag^+	T	T	T	R (239)	S (1,0)[20 °C]	T	T	S (0,8)	T	T	T	T → d
Al^{3+}	R (45,1)	R → d	R → d	R (68,9)	d	d	—	R (36,5)	—	T	T	T
Ba^{2+}	R (37,0)	R (100)	R (221)	R (10,3)	R (79,2)	R → d	T	T	T	T	T	R (4,9)
Ca^{2+}	R (81,3)	R (156)	R (216)	R (144)	R (34,7)	T → d	T	S (0,2)	T	S (2,0)	T	S (0,2)
Cr^{3+}	R	R	R	R (81,2)	R	T → d	—	R (64)	—	T	T	T
Cu^{2+}	R (75,8)	R (126)	—	R (145)	R (6,8)	T	T	R (22)	T → d	T	T	T
Fe^{2+}	R (85,0)	R (120)	R	R (87,2)	R	T	T	R (29,5)	T	—	T	T
Fe^{3+}	R (91,2)	R (455)	d	R (87,5)	—	d	—	R (440)	—	T	T	T
K^+	R (35,5)	R (67,8)	R (148)	R (38,3)	R (289)	R → d	R (106)	R (12,0)	R (111)	R (65,0)	R (106)	R (121)
Mg^{2+}	R (56,0)	R (102)	R (146)	R (71,2)	R (65,6)	d	S (0,5)	R (35,7)	T	R (54,8)	T	T
Mn^{2+}	R (77,3)	R (151)	R → d	R (161)	R (49)	T	T	R (63,7)	T	T	T	T
NH_4^+	R (39,6)	R (78,3)	R (178)	R (213)	R (148)	d	R (64,2)	R (76,4)	R → d	R (37,4)	R (18,3)	R (44,9)
Na^+	R (35,9)	R (94,6)	R (184)	R (91,2)	R (50,5)	R (20,6)	R (30,7)	R (28,1)	R (30,7)	R (87,6)	R (14,4)	R (100)
Pb^{2+}	S (1,1)	S (1,0)	S (0,1)	R (59,7)	R (44,3)	T	T	T	T	T	T	T
Sn^{2+}	R (178)[19 °C]	R (85)[0 °C]	S (0,98)	R → d	—	T	—	R (18,8)	—	—	T	T
Zn^{2+}	R (408)	R (488)	R (438)	R (120)	R (30,0)	T	S (0,2)	R (57,7)	T	R (3,1)	T	T

R – substancja dobrze rozpuszczalna (>2 g/100 g H_2O); **S** – substancja średnio rozpuszczalna (0,1 g–2 g/100 g H_2O);
T – substancja trudno rozpuszczalna (<0,1 g/100 g H_2O); **d** – związek ulega rozkładowi w wodzie; (—) związek jest nietrwały, nie został otrzymany lub brak jest danych

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Przebieg lekcji

Część wstępna:

1. Powtórzenie wiadomości z ostatniej lekcji: przypomnienie wzorów i nazw tlenków oraz wodorków, krótkie przypomnienie właściwości chemicznych tych związków.

Lekcja właściwa

2. Podanie tematu lekcji.
3. Wprowadzenie do tematu lekcji.

Nauczyciel proponuje przeprowadzenie 2 doświadczeń:

Doświadczenie 1

a) Nauczyciel zanurza elektrody do przygotowanych wcześniej wodnych roztworów: o stężeniu 0,1 mol/dm^3 np. KOH, HNO_3 oraz Na_2SO_4 i bada przewodnictwo.
b) Uczniowie obserwują zachowanie żarówki, włączonej do obwodu elektrycznego.
c) Obserwacje: żarówka świeci się w każdym z obwodów elektrycznych badanych roztworów.

Doświadczenie 2

a) Nauczyciel do przygotowanych wcześniej wodnych roztworów: np. KOH i HNO_3 wkrapla: do pierwszego 2-3 krople roztworu fenoloftaleiny, do drugiego 2-3 krople oranżu metylowego.
b) Uczniowie obserwują zmianę barwy roztworów.
c) Obserwacje: pierwszy roztwór zabarwia się na kolor malinowy, drugi na czerwony.

Uczniowie rysują w zeszytach schematy doświadczeń i wyciągają wnioski:

Doświadczenie 1

Badane roztwory przewodzą prąd elektryczny, znajdują się więc w nich swobodne nośniki ładunków elektrycznych.

Doświadczenie 2

W roztworze KOH znajdują się jony OH^- powodujące zmianę zabarwienia fenoloftaleiny na malinową (oraz jony K^+), a w roztworze HNO_3 znajdują się jony H^+ powodujące zmianę zabarwienia oranżu na kolor czerwony (oraz aniony NO_3^-).

Nauczyciel może dodać, że w obu badanych roztworach znajdują się również: w pierwszym jony H^+, a w drugim OH^-, a ich stężenie wynika z iloczynu jonowego wody.

Końcowy wniosek z obu doświadczeń: w roztworach tych znajdują się jony, powstające w wyniku dysocjacji elektrolitycznej wprowadzonej substancji.

Komentarz: Należy zachować czujność, aby powyższe eksperymenty nie zaowocowały zgoła innym wnioskiem, jaki spotyka się w wypowiedziach uczniów, że jony w roztworze powstają dopiero pod wpływem przepływu prądu elektrycznego, po zamknięciu obwodu elektrycznego. Na takie niebezpieczeństwo zwracano uwagę w literaturze [1], wskazując w tym kontekście na pożyteczne dydaktycznie klasyczne doświadczenia ebulioskopowe lub krioskopowe. Stąd też podany wyżej wniosek końcowy o istnieniu jonów powinno się opierać na łącznym rozpatrywaniu Doświadczeń 1 i 2 (sam fakt przewodzenia prądu elektrycznego nie jest dowodem, że nośnikami ładunku są jony [1]).

Nauczyciel rozdaje uczniom tablice chemiczne *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny*

eprasa.pl 14b79c22e1

*z biologii, chemii i fizyk*i [5]. Prosi o znalezienie tabeli *Rozpuszczalność soli i wodorotlenków* w wodzie w temperaturze 25 °C (str.14 [5]) oraz wyświetla ją na multimedialnym rzutniku.

Komentarz: Zwróćmy przy tej okazji uwagę, że konkretne postaci tabel rozpuszczalności, z jakimi mogą zetknąć się uczniowie i nauczyciele, czasem różnią się od siebie zastosowaną symboliką dotyczącą stopnia rozpuszczalności soli. Przykładowo, w tabeli [4] substancje dobrze rozpuszczalne oznaczono literą R, trudno rozpuszczalne (tj. strącające się dopiero z roztworów stężonych) – literą T, zaś nierozpuszczalne – literą N. Jest to często spotykana konwencja, jednakże przykład drugiej tablicy [5] pokazuje, że jej autorzy zastosowali tu inną symbolikę, nazywając substancje trudno rozpuszczalne wg poprzedniej konwencji mianem średnio rozpuszczalnych i oznaczając je literą S, natomiast substancje nierozpuszczalne wg poprzedniej konwekcji otrzymały tym razem nazwę trudno rozpuszczalnych i symbol literowy T, użyty zatem w innym znaczeniu niż w tabel [4]. Konieczne jest zatem wyrobienie u uczniów nawyku zapoznawania się za każdym razem z legendą dołączoną do danego materiału pomocniczego. Co więcej, widzimy, iż kryteria stopnia rozpuszczalności soli w tego typu jakościowych zestawieniach nie są ustandaryzowane lub choćby jawnie podawane przez autorów, o czym świadczy fakt, że czasem ta sama substancja może zostać zaliczona do różnej kategorii rozpuszczalności, np. w tabeli [4] $ZnCrO_4$ jest traktowany jako sól trudno rozpuszczalna, zaś w tabeli [5] – jako sól dobrze rozpuszczalna. Inne tego typu niejednoznaczności, widoczne z porównania danych w tabelach [4] i [5], dotyczą rozpuszczalności takich soli jak: CH_3COOAg, SnI_2, $MgSO_3$, CaS, PbI_2.

Nauczyciel zadaje pytanie: co zawiera tabela rozpuszczalności? Po zebraniu odpowiedzi uczniów podsumowuje, że zawiera ona gotowe zestawy kationów metali (oraz kation amonowy) i anionów reszt kwasowych lub anionów wodorotlenkowych, które potencjalnie mogą utworzyć związek chemiczny.

Nauczyciel przypomina, odwołując się do wiadomości o budowie kwasów i wodorotlenków, że kation metalu wywodzi się od danego wodorotlenku, zaś anion reszty kwasowej – od danego kwasu. Substancja o budowie jonowej składa się formalnie z odpowiedniej liczby kationów i anionów, których wzajemne proporcje ilościowe są określone we wzorze chemicznym poprzez indeksy stechiometryczne.

Nauczyciel zadaje pytanie: czy związki chemiczne posiadają wypadkowy ładunek elektryczny? A następnie podsumowuje, że zgodnie z faktem, iż każda porcja substancji nie posiada wypadkowego ładunku elektrycznego, suma ładunków dodatnich i ujemnych we wzorze soli lub wodorotlenku wynosi zero. Stąd wynikają indeksy stechiometryczne we wzorze chemicznym, tj. musi on zawierać tyle kationów o danym ładunku dodatnim oraz tyle anionów o danym ładunku ujemnym, aby jednostka formalna związku jonowego była elektrycznie obojętna.

Nauczyciel rysuje przykładowy wzór sumaryczny wodorotlenku, kwasu i soli na tablicy.

4. Rozwinięcie tematu lekcji.

Nauczyciel proponuje uczniom zapisanie wzorów różnych substancji, posługując się wykazem jonów z tabeli rozpuszczalności (praca indywidualna lub w grupach).

Przykładowy materiał dydaktyczny – Część pierwsza

1) Chlorek wapnia

Mamy tu sól zawierającą prosty kation wapnia i prosty anion chlorkowy. Wyszukujemy zatem w tabeli jony Ca^{2+} oraz Cl^- i piszemy je obok siebie:

$Ca^{2+}\ Cl^-$

Następnie sprawdzamy, czy przy takim składzie soli wypadkowy ładunek elektryczny jest równy zeru. W tym przypadku stwierdzamy nadmiar ładunku dodatniego, gdyż na 2 „plusy" pochodzące od kationu wapnia przypada tylko 1 „minus" pochodzący od anionu chlorkowego. Aby otrzymać sumę ładunków równą zeru, należy podwoić liczbę anionów:

$(+2) + \mathbf{2} \cdot (-1) = 0$

co prowadzi do formalnego zapisu pomocniczego:

$Ca^{2+}(Cl^-)_2$

Ostatecznie piszemy wzór chlorku wapnia bez ładunku jonów: $CaCl_2$

2) Siarczan(VI) glinu

Nazwa soli wskazuje na obecność kationu Al^{3+} i anionu SO_4^{2-}:

$Al^{3+}\ SO_4^{2-}$

Analiza ładunków elektrycznych pokazuje, że mamy 3 „plusy" i 2 „minusy", toteż aby wypadkowy ładunek był zerowy musimy podwoić liczbę trójdodatnich kationów glinu i potroić liczbę dwuujemnych anionów siarczanowych(VI), zgodnie z bilansem:

$\mathbf{2} \cdot (+3) + \mathbf{3} \cdot (-2) = 0$

$(Al^{3+})_{\mathbf{2}}\ (SO_4^{2-})_{\mathbf{3}}$

Stąd wynika poprawny wzór soli: $Al_2(SO_4)_3$

3) Chromian (VI) amonu

Z tabeli rozpuszczalności wypisujemy symbole kationu amonowego i anionu chromianowego(VI):

$NH_4^+\ CrO_4^{2-}$

Przykład ten tym tylko się różni od powyższych, że jest to sól zawierająca kation złożony NH_4^+. Zasada bilansu ładunków pozostaje jednak bez zmiany:

$\mathbf{2} \cdot (+1) + (-2) = 0$

$(NH_4^+)_2\ CrO_4^{2-}$

Poprawny wzór soli: $(NH_4)_2CrO_4$

4) Wodorotlenek cyny(IV)

W przypadku wzorów wodorotlenków postępujemy podobnie. Odpowiedni kation odszukujemy w tabeli rozpuszczalności i zapisujemy wraz z anionem wodorotlenkowym:

$Sn^{4+}\ OH^-$

eprasa.pl 14b79c22e1

Dodatni ładunek kationu wskazuje, ile grup OH^- jest potrzebnych, aby otrzymać wzór elektroobojętnej jednostki formalnej wodorotlenku:

$(+4) + \mathbf{4} \cdot (-1) = 0$

$Sn^{4+} (OH^-)_4$

Poprawny wzór wodorotlenku: $Sn(OH)_4$.

Zauważmy, iż w przeciwieństwie do przykładów (1-3) tym razem mamy do czynienia ze związkiem nierozpuszczalnym, jednak fakt ten nie ma oczywiście wpływu na proponowaną procedurę ustalania wzoru chemicznego substancji za pomocą tabeli rozpuszczalności, opartą na zasadzie zachowania ładunku elektrycznego.

Zasada zachowania ładunku może ułatwić uczniom zapamiętanie ogólnego wzoru wodorotlenków metali n-wartościowych: $M(OH)_n$ i jednocześnie pomóc przy zapisywaniu równań procesu ich dysocjacji, gdyż na podstawie bilansu ładunków elektrycznych łatwo zauważą oni, iż wodorotlenek danego metalu dysocjuje ostatecznie (pomijając ewentualne etapy pośrednie) na kation M^{n+} oraz n jednoujemnych anionów OH^-, co także może być przydatne podczas nauki o iloczynie rozpuszczalności.

Oczywiście należy przestrzec uczniów przed próbą napisania wzoru „wodorotlenku amonu", który niestety wciąż jeszcze pokutuje w literaturze dydaktycznej. Jest to jeden z przykładów ilustrujących fakt, iż substancje, których wzory da się formalnie złożyć „na papierze" z odpowiednich zestawów jonów, nie zawsze dają się wyodrębnić w czystej postaci lub choćby mogą istnieć w roztworze (np. Fe^{3+} i I^-). Tablice rozpuszczalności zawierają zwykle odpowiednią uwagę dla takich par kationów i anionów (vide sformułowania: „związek ulega rozkładowi w wodzie", „związek jest nietrwały, nie został otrzymany lub brak jest danych". [5])

Wzory anionów z tabeli rozpuszczalności mogą też okazać się pomocne przy zapamiętywania wzorów kwasów. Podobnie jak dla soli i wodorotlenków, możemy wykorzystać tu warunek elektroobojętności cząsteczki kwasu, aby ustalić indeks stechiometryczny dla atomów wodoru. Bilans ładunków pozwala łatwo stwierdzić, że liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu jest równa wartości bezwzględnej ujemnego ładunku anionu reszty kwasowej. Jednocześnie uczniowie mogą dzięki temu utrwalić sobie wiadomości z jakiego kwasu wywodzi się dany anion.

5) Kwas ortofosforowy(V)

Aby zapisać wzór kwasu ortofosforowego(V), należy odszukać w tabeli rozpuszczalności wzór odpowiedniego anionu, tj. PO_4^{3-}, a następnie dopisać tyle kationów H^+, ile wynosi ładunek tego anionu. Stąd wynika wzór cząsteczki tego kwasu: H_3PO_4.

Należy tu jeszcze przypomnieć **o różnicach w interpretacji wzorów soli i wodorotlenków oraz kwasów tlenowych lub wodorków kwasowych**. W pierwszym przypadku mamy do czynienia z substancjami o budowie jonowej i wzory typu NaCl lub NaOH oznaczają nie pojedyncze cząsteczki, ale jednostki formalne złożone z par odpowiednich jonów, budujących kryształ jonowy o danych proporcjach stechiometrycznych. Natomiast wzory typu HCl lub H_3PO_4 można interpretować jako zapis realnych cząsteczek o tym składzie atomowym, gdyż są to związki, w których atomy połączone są wiązaniami kowalencyjnymi o różnym stopniu spolaryzowania, ale nie można wyodrębnić w ich strukturze samodzielnych jonów. Na przykład, omawiany wyżej kwas fosforowy(V) w stanie czystym nie ma budowy jonowej, a jony H^+ i PO_4^{3-} pojawiają się dopiero w roztworze wskutek dysocjacji elektrolitycznej cząsteczek H_3PO_4, zachodzącej pod wpływem oddziaływań z cząsteczkami rozpuszczalnika, np. wody. Podobnie jednak jak dla cząsteczek i kryształów, również dla roztworu spełniony jest warunek elektroobojętności.

Przykładowy materiał dydaktyczny – Część druga

Zauważmy, że przyjmując liczbę atomów wodoru mniejszą niż potrzebna do elektroobojętności cząsteczki kwasu, otrzymamy wzory anionów wchodzących w skład wodorosoli. A zatem dla reszty kwasu fosforowego(V) i 2 atomów wodoru otrzymamy anion diwodorofosforanowy, zaś dla 1 atomu wodoru – anion wodorofosforanowy. Ładunek takiego anionu będzie – w porównaniu z ładunkiem początkowym anionu reszty kwasowej – mniej ujemny o tyle jednostek, ile atomów wodoru zawiera dany wodoroanion. Analogicznie możemy wyprowadzić wzory hydroksokationów.

Poniższe przykłady ilustrują wykorzystanie informacji z tabeli rozpuszczalności i zasady zachowania ładunku do utrwalenia umiejętności poprawnego zapisywania wzorów wodorosoli:

6) Wodorofosforan(V) glinu

$Al^{3+} HPO_4^{2-}$

$\mathbf{2} \cdot (+3) + \mathbf{3} \cdot (-2) = 0$

$(Al^{3+})_{\mathbf{2}} (HPO_4^{2-})_{\mathbf{3}}$

Wzór soli: $Al_2(HPO_4)_3$

7) Diwodorofosforan(V) glinu

$Al^{3+} H_2PO_4^-$

$(+3) + \mathbf{3} \cdot (-1) = 0$

$Al^{3+} (H_2PO_4^-)_{\mathbf{3}}$

Wzór soli: $Al(H_2PO_4)_3$

8) Wodorofosforan(V) żelaza(II)

$Fe^{2+} HPO_4^{2-}$

$(+2) + (-2) = 0$

$Fe^{2+} HPO_4^{2-}$

Wzór soli: $FeHPO_4$

9) Diwodorofosforan(V) żelaza(II)

$Fe^{2+} H_2PO_4^-$

$(+2) + \mathbf{2} \cdot (-1) = 0$

$Fe^{2+} (H_2PO_4^-)_{\mathbf{2}}$

Wzór soli: $Fe(H_2PO_4)_2$

10) Wodorowęglan amonu

$NH_4^+ HCO_3^-$

$(+1) + (-1) = 0$

Wzór soli: NH_4HCO_3

eprasa.pl 14b79c22e1

W powyższych przykładach występowały sole proste, tj. zawierające po jednym rodzaju kationu i anionu. Każdy z nich może być wprawdzie jonem prostym lub złożonym (np. kationy NH_4^+, UO_2^{2+} lub aniony takie jak $P_2O_7^{4-}$), jednak wzór ogólny takich soli może być zapisany jako:

A_nB_m

gdzie dla n kationów A^{i+} oraz m anionów B^{j-} spełniony jest bilans ładunku:

$\mathbf{n} \cdot (+i) + \mathbf{m} \cdot (-j) = 0$

Ładunek jonów może być tu utożsamiany z ich wartościowością, a skład tych soli podlega regule krzyżowej. Wodorosole zawierają aniony, w których wiązanie wodór-tlen nie ma charakteru jonowego, lecz kowalencyjny, toteż również należą do soli prostych [2].

Inna sytuacja występuje w przypadku soli podwójnych i wielokrotnych. Są to sole złożone, tj. zawierające co najmniej 3 rodzaje jonów. Przykładem są hydroksosole, w których na jedną jednostkę formalną przypadają kation(y) metalu, anion(y) reszty kwasowej i przynajmniej jeden anion OH^-.

Dla mało skomplikowanych wzorów hydroksosoli ich zapis nie nastręcza większych trudności, np.:

11) Chlorek diwodorotlenek żelaza(III)

$Fe(OH)_2^+ Cl^-$

$(+1) + (-1) = 0$

Wzór soli: $Fe(OH)_2Cl$

12) Dichlorek wodorotlenek żelaza(III)

$Fe(OH)^{2+} Cl^-$

$(+2) + \mathbf{2} \cdot (-1) = 0$

$Fe(OH)^{2+} (Cl^-)_{\mathbf{2}}$

Wzór soli: $Fe(OH)Cl_{\mathbf{2}}$

Zauważmy jednak, że w budowie soli niebędących solami prostymi uwidocznia się fakt, że warunek elektroobojętności jest ogólniejszy niż reguła krzyżowa [3]. Przykładem są hydroksosole o bardziej skomplikowanym składzie:

$Zn_5(OH)_6(CO_3)_2$

$Cu_5(OH)_4(PO_4)_2$

W kontekście zapisywania wzorów tych substancji ważny jest wniosek, że nie da się ich „złożyć" przez proste zsumowanie odpowiednich hydroksokationów, np. $Zn(OH)^+$ lub $Cu(OH)^+$ oraz anionów reszty kwasowej. Widzimy bowiem, że 5 jednostek $Zn(OH)^+$ daje ładunek dodatni niezobojętniony przez 2 aniony węglanowe i konieczna jest obecność jeszcze jednego dodatkowego jonu OH^-, aby kryształ, złożony z nich w tych proporcjach molowych, był elektrycznie obojętny. Podobnie, 4 jednostki $Cu(OH)^+$ wymagają jeszcze jednego kationu Cu^{2+} przypadającego na 2 aniony fosforanowe(V).

A oto kilka przykładów wzorów soli podwójnych:

13) Tetrasiarczan(VI) glinu magnezu

$MgAl_2(SO_4)_4$

Jest to sól zbudowana z 2 rodzajów kationów i 1 rodzaju anionu:

$Mg^{2+} (Al^{3+})_2 (SO_4^{2-})_4$

Widzimy, iż dodatni ładunek elektryczny pochodzący od dwudodatniego kationu magnezu oraz trójdodatniego kationu glinu musi zostać skompensowany przez ładunek przeciwnego znaku, pochodzący od dwuujemnych anionów siarczanowych(VI):

$(+2) + \mathbf{2} \cdot (+3) + \mathbf{4} \cdot (-2) = 0$

14) Fosforan(V) potasu i miedzi(II)

$CuKPO_4$

W tym przypadku elektroobojętność jednostki formalnej soli zostaje zachowana, gdy na jeden trójujemny anion fosforanowy(V) przypada po jednym kationie: dwudodatnim miedzi(II) i jednododatnim potasu:

$Cu^{2+} K^+ PO_4^{3-}$

$(+2) + (+1) + (-3) = 0$

15) Dichlorek węglan ołowiu(II)

$Pb_2Cl_2CO_3$

Powyższa sól zawiera 1 rodzaj kationów i 2 rodzaje anionów:

$(Pb^{2+})_2 (Cl^-)_2 CO_3^{2-}$

$\mathbf{2} \cdot (+2) + \mathbf{2} \cdot (-1) + (-2) = 0$

Praca domowa

Zadanie 1

Posługując się tabelą rozpuszczalności ustal wzory sumaryczne następujących związków chemicznych:

wodorotlenek litu, wodorotlenek baru, wodorotlenek żelaza(III), kwas węglowy, kwas siarkowy(IV), azotan(V) wapnia, siarczan(VI) żelaza(III), siarczek manganu(III), wodorofosforan(V) potasu, diwodorofosforan(V) sodu, diwodorofosforan(V) baru.

Zadanie 2

Zaklasyfikuj podane niżej związki do zbiorów: wodorosoli, hydroksosoli oraz soli podwójnych. Nazwij każdą z wymienionych substancji: $Ca(HPO_4)_2$, $KAl(SO_4)_2$, $Be_2(OH)_2CO_3$, $KHCO_3$, $Ni(OH)Cl$, $NaCr(SO_4)_2$. Opisz sposób wykorzystania tabeli rozpuszczalności do utworzenia wzorów chemicznych tych substancji.

Zadanie 3

Na etykiecie na butelce wody mineralnej „Ostromecko" z ujęcia „Źródło Marii" znajdują się następujące dane o stężeniach jonów:

Kationy:	Stężenie: $\frac{mg}{dm^3}$	Aniony	Stężenie: $\frac{mg}{dm^3}$
Mg^{2+}	19	HCO_3^-	330
Ca^{2+}	123	SO_4^{2-}	91
Na^+	13	Cl^-	38
K^+	4	F^-	0,10

eprasa.pl 14b79c22e1

Porównaj sumy mas kationów oraz anionów. Skomentuj otrzymany wynik. Jaką wielkość fizyczną należałoby porównać, aby wykazać, że powyższa informacja o składzie chemicznym tej wody mineralnej może być, w granicach błędów, uznana za kompletną? Wykonaj w tym celu odpowiednie obliczenia.

Zadanie 4

(dla uczniów szkoły średniej lub dla uczniów uczestniczących w zajęciach koła chemicznego w szkole podstawowej – wzięte z Etapu III (Wojewódzkiego) Konkursu Chemicznego dla uczniów gimnazjów, Warszawa 15.03.2008 r.)

Na opakowaniu wody mineralnej „Muszynianka" umieszczono informacje dotyczące jej składu chemicznego. Zestawiono je (zastosowano niewielkie uproszczenia) w poniższej tabeli:

Kationy:	Stężenie:		Aniony:	Stężenie:	
	$\frac{mg}{dm^3}$	$\frac{mmol}{dm^3}$		$\frac{mg}{dm^3}$	$\frac{mmol}{dm^3}$
Mg^{2+}	152,88		HCO_3^-	1351,15	
Ca^{2+}	152,00		SO_4^{2-}	33,60	
Na^+	59,80		Cl^-	8,875	
K^+	5,46		----------	----------	---------
Li^+	0,14		----------	----------	---------

Przelicz stężenia poszczególnych jonów wyrażone w $\frac{mg}{dm^3}$ na $\frac{mmol}{dm^3}$, wyniki wpisz do tabeli powyżej. Pamiętaj, że 1 mmol = 0,001 mol. Potrzebne wartości mas atomowych (zaokrąglone do liczb całkowitych) odczytaj z załączonej tablicy układu okresowego. Masę atomową chloru przyjmij 35,5 u.

Zaproponuj jeden ze sposobów sporządzenia mieszaniny o składzie identycznym, jak podany w tabeli (sztuczna „Muszynianka"), to jest zaproponuj, jakie i w jakiej ilości (masa) sole należy rozpuścić w 1 dm^3 wody destylowanej, aby otrzymać roztwór o podanym składzie. Przyjmij, że objętość roztworu jest równa objętości rozpuszczalnika.

Literatura:

[1] A. Galska-Krajewska, K. M. Pazdro, Dydaktyka chemii, PWN, Warszawa, 1990.
[2] K. M. Pazdro, Chemia dla licealistów. Elektrochemia, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1996.
[3] K. M. Pazdro, Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 2012.
[4] Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki. https://cke.gov.pl/images/_EGZAMIN_MATURALNY_OD_2015/Informatory/2015/MATURA_2015_Wybrane_wzory_i_sta%C5%82e_fizykochemiczne.pdf
[5] Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, Warszawa, 2023. https://arkusze.pl/informatory/wzory-i-stale-fizykochemiczne-2023.pdf

Karty pracy

przeznaczone do realizacji tematów na lekcjach chemii dotyczących wzorów kwasów, wodorotlenków i soli oraz otrzymywania tych związków chemicznych i ich właściwości.

Karty mogą być wykorzystane zarówno w szkole podstawowej, jak i w liceum, szczególnie na lekcjach podsumowujących przerobiony materiał.

Zadanie 1

Poniżej umieszczono kilka rysunków. Z każdym z nich związany jest jakiś kwas organiczny. Odgadnij, o jaki kwas chodzi i uzupełnij tabelę. Zapisz jego wzór półstrukturalny, wzór anionu pochodzącego od tego kwasu oraz wzór odpowiedniej soli sodowej i wapniowej tego kwasu.

1.

2.

3.

4.

5.

Numer rysunku	Nazwa kwasu	Wzór półstrukturalny kwasu	Wzór anionu pochodzącego od tego kwasu	Wzór soli sodowej (z anionem z poprzedniej kolumny)	Wzór soli wapniowej (z anionem z poprzedniej kolumny)
1.					
2.					
3.					
4.					
5.					

eprasa.pl 14b79c22e1

Zadanie 2

Z jakimi kwasami nieorganicznymi kojarzą Ci się poniższe rysunki? Zaproponuj sposób otrzymywania tych kwasów (zapisz odpowiednie równania reakcji) z wykorzystaniem przedstawionej substancji (związku chemicznego lub pierwiastka).

1.	2.	3.	4. Rozważ różne możliwości.
Wzór kwasu	Wzór kwasu	Wzór kwasu	Wzór kwasu
Sposób otrzymywania:	Sposób otrzymywania:	Sposób otrzymywania:	Sposób/ sposoby otrzymywania:

Zadanie 3

Poniżej podano informacje, dotyczące 5 związków chemicznych. Odgadnij jakie substancje zostały opisane, napisz ich nazwy, wzory oraz uzasadnij swój wybór. Tam, gdzie zaznaczono, zapisz odpowiednie równanie reakcji chemicznej.

Substancja 1

Substancja stała, pozostawiona w otwartym naczyniu chłonie wodę z otoczenia, ma działanie żrące. Jej wodny roztwór barwi fenoloftaleinę na malinowo, a lakmus na niebiesko (zapisz równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej). Wprowadzona do płomienia palnika barwi go na kolor fioletowy.

Substancja 2

Stężony roztwór tej substancji to gęsta, oleista ciecz. Przy rozcieńczaniu wodą, następuje wydzielanie dużej ilości ciepła. Roztwór tej substancji barwi papierek uniwersalny na czerwono (zapisz równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej), a fenoloftaleiny nie zabarwia. Zmieszanie tej substancji z roztworem chlorku baru powoduje wytrącenie białego osadu (zapisz równanie reakcji wytrącania osadu – cząsteczkowo, jonowo i jonowo w sposób skrócony), który nie rozpuszcza się w kwasie azotowym(V).

Substancja 3

Stężony roztwór tej substancji w zetknięciu z kawałkiem jasnej wełny lub białym piórem ptasim powoduje ich żółknięcie. Substancja ta nie zmienia koloru fenoloftaleiny, a lakmus barwi na czerwono (zapisz równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej). Po dodaniu do tej substancji roztworu chlorku baru lub roztworu azotanu(V) srebra(I) w obu probówkach nie obserwujemy wytrącania osadu.

Substancja 4

Substancja ta dobrze rozpuszcza się w wodzie. Jej wodny roztwór barwi papierek uniwersalny na kolor niebieski. Jaka reakcja jest odpowiedzialna za taką zmianę barwy papierka wskaźnikowego? Zapisz równanie tej reakcji. Dodanie do tego roztworu kwasu solnego powoduje intensywne wydzielanie pęcherzyków bezbarwnego i bezwonnego gazu (zapisz równanie tej reakcji). Substancja ta wprowadzona do płomienia palnika powoduje zmianę jego zabarwienia na kolor żółty. Po dodaniu do wodnego roztworu tej substancji roztworu chlorku baru następuje wytracenie białego osadu (zapisz równanie tej reakcji- cząsteczkowo, jonowo i jonowo w sposób skrócony).

eprasa.pl 14b79c22e1

Zadanie 4

Uzupełnij poniższą tabelę wpisując brakujące nazwy lub wzory chemiczne.

Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa kwasu	Wzór anionu reszty kwasowej	Wzór soli potasowej	Nazwa soli potasowej
H_2S		1.		
		2.		
	Kwas azotowy(V)			
		1.		
		2. SO_3^{2-}		
HNO_2				
				chlorek potasu
		1.		
		2.		
		3. PO_4^{3-}		
H_2CO_3		1.		wodorowęglan potasu
		2.		

Zadanie 5

Do poniższej tabeli wpisano wzory kilkunastu soli. Uzupełnij tabelę, dopasowując do wzoru sumarycznego odpowiednią nazwę zwyczajową i systematyczną. Wykorzystaj nazwy podane pod tabelą.

Wzór sumaryczny soli	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
$NaCl$		
$NaNO_3$		
Na_2CO_3		
$NaHCO_3$		
$CaCO_3$		
$CaSO_4$		
$CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$		
$2CaSO_4 \cdot H_2O$		
$Ca(NO_3)_2$		
KNO_3		
$KMnO_4$		
$CaCO_3 \cdot MgCO_3$		
$MgSO_4$		
$BaSO_4$		
$AgNO_3$		
$FeCO_3$		

Nazwy systematyczne: siarczan(VI) wapnia, azotan(V) potasu, siarczan(VI) wapnia – woda 2/1, siarczan(VI) wapnia – woda 1/2, węglan wapnia, węglan sodu, wodorowęglan sodu, chlorek sodu, azotan(V) sodu, azotan(V) wapnia, azotan(V) srebra(I), węglan magnezu i wapnia, siarczan(VI) magnezu, siarczan(VI) baru, manganian(VII) potasu, węglan żelaza(II).

Nazwy zwyczajowe: wapień, sól kuchenna, soda kalcynowana, sodka (soda oczyszczona), anhydryt, saletra chilijska, saletra norweska, saletra indyjska, baryt, nadmanganian potasu, lapis, sól gorzka, syderyt, gips krystaliczny, gips palony, dolomit.

eprasa.pl 14b79c22e1

Zadanie 6

Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując wzory sumaryczne soli do podanych nazw systematycznych.

	Nazwa systematyczna soli	Wzór sumaryczny soli
1.	bromek ołowiu(IV)	
2.	siarczek chromu(III)	
3.	chlorek baru	
4.	jodek cynku	
5.	fosforan(V) cyny(II)	
6.	siarczan(VI) cezu	
7.	siarczan(VI) żelaza(III)	
8.	azotan(III) baru	
9.	wodorosiarczan(VI) glinu	
10.	diwodorofosforan(V) magnezu	

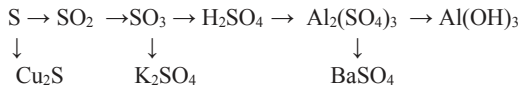
Zadanie 7

Jakie związki należy rozpuścić w wodzie, aby roztwór zawierał następujące jony: Na^+, K^+, SO_4^{2-}, Br^-? Podaj wszystkie możliwości.

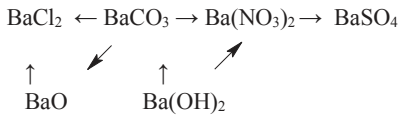
Zadanie 8

Zapisz równania reakcji, przedstawione za pomocą poniższych schematów.

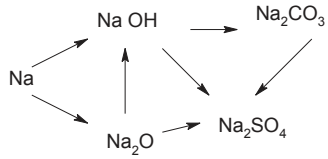
a)



b)



c)



Zadanie 9

Poniżej podano jonowy skrócony zapis dwóch reakcji wytrącania osadu. Jak można doświadczalnie zrealizować te przemiany? Napisz równanie w formie cząsteczkowej i jonowej.

a) $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3$

b) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

Zadanie 10

Zmieszano parami roztwory następujących soli: $ZnSO_4$, K_2S, $Pb(NO_3)_2$, NaBr (6 możliwych kombinacji). W których mieszaninach zajdą reakcje? Napisz te równania wykorzystując zapis cząsteczkowy i jonowy.

Zadanie 11

a) Mając do dyspozycji: tlen, sód, siarkę, magnez, wodę i kwas solny, napisz jak otrzymać: $MgCl_2$, $Mg(OH)_2$, NaOH, Na_2SO_3. Zapisz odpowiednie równania reakcji.

b) Mając do dyspozycji: metaliczne żelazo oraz odpowiednie odczynniki, zilustruj równaniami reakcji, jak otrzymać: $FeCl_3$, FeS, $FeCl_2$, $FeSO_4$.

c) Mając do dyspozycji: metaliczną miedź oraz odpowiednie odczynniki, zilustruj równaniami reakcji, jak otrzymać: $CuBr_2$, CuS, $Cu(OH)_2$, $Cu(NO_3)_2$.

d) Mając do dyspozycji: metaliczny glin oraz gazowe: azot, wodór, tlen, chlor i inne odpowiednie odczynniki, zilustruj równaniami reakcji, jak otrzymać: NH_4Cl, NH_4NO_3, $Al(NO_3)_3$, $AlCl_3$

eprasa.pl 14b79c22e1

Zadanie 12

Określ odczyn roztworu powstałego po zmieszaniu równych objętości roztworów poniższych substancji o stężeniu 0,1 mol/dm^3 każdy.

Wytłumacz swój sposób rozumowania. Zapisz potrzebne reakcje chemiczne.

1. $NaOH$ i HNO_3 2. NH_3 i HNO_3 3. NH_3 i H_2SO_4 4. HCl i $AgNO_3$ 5. $BaCl_2$ i K_2SO_4.

Zadanie 13

Zastanów się, czy można tak dobrać parę roztworów soli dobrze rozpuszczalnych, aby po ich zmieszaniu wytrąciły się osady dwóch soli nierozpuszczalnych. Jak sądzisz, czy w takim przypadku metoda jednoczesnego otrzymania w jednej reakcji strąceniowej osadów dwóch różnych substancji mogłaby znaleźć istotne zastosowanie praktyczne, czy też wystąpiłyby pewne ograniczenia (jakie)?

Dr Mariusz Łukaszewski
Absolwent Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiwgo

Dr Iwona Paleska
Wydział Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

Podglądanie wiązań atomowych

Zamiast prowadzić badania spektroskopowe w zagranicznych synchrotronach, naukowcy mogą skorzystać z kompaktowych i znacznie tańszych źródeł promieniowania, które prześwietlą materiał do najgłębszej powłoki atomowej i pozwolą wykryć obecne w nim pierwiastki czy wręcz typy wiązań atomowych.

Technologię opracowali naukowcy z zespołu prof. Przemysława Wachulaka, rektora-komendanta Wojskowej Akademii Technicznej. Przyszłe zastosowania to m.in. tworzenie leków, nanotechnologia i inżynieria materiałowa.

Źródło posiada tarczę gazową, którą pobudza się laserem, aby wytworzyć plazmę – stan materii, który zawiera swobodnie poruszające się cząstki naładowane: jony i elektrony. Plazma pozwala uzyskać promieniowanie elektromagnetyczne o wysokiej energii. Cała aparatura mieści się na laboratoryjnym biurku. Dla odmiany synchrotron to instalacja zajmująca cały budynek.

Instytut Optoelektroniki WAT jako jedyny w Polsce opracowuje i stosuje takie źródła w eksperymentach naukowych. Dzięki artykułom publikowanym w otwartym dostępie inne ośrodki naukowe mogą podjąć próbę zbudowania wysokoenergetycznych źródeł gazowych. Badacze zajmujący się spektroskopią materiałową przy krawędzi absorpcji (to nazwa spektroskopii, która pozwala zidentyfikować „odcisk palca", czyli charakterystyczne widmo promieniowania każdego materiału) mogą też skorzystać ze źródeł działających w Warszawie.

„Zakres widzialny promieniowania to zakres od dwóch do trzech elektronowoltów. Tutaj mamy do czynienia z promieniowaniem o energii 1 keV, czyli tysiąca elektronowoltów. Aby uzyskać tę energię, wypuszczamy odrobinę gazu w próżni (bo promieniowanie takie rozchodzi się tylko w próżni), następnie skupiamy wiązkę laserową, uzyskując bardzo dużą intensywność w ognisku laserowym, aby odseparować elektrony od atomów. W ten sposób wytwarzamy plazmę. Po jakimś czasie następuje rekombinacja elektronów z ich atomami i emisja promieniowania w zakresie kiloelektronowoltów" – tłumaczy PAP płk. prof. dr hab. inż. Przemysław Wachulak.

Źródło – PAP – Nauka w Polsce

Prenumerata 2022

I. PRENUMERATĘ NA ROK 2022 MOŻNA ZAMÓWIĆ BEZPOŚREDNIO U WYDAWCY

■ **Przez internet:** zakładka *Prenumerata* na stronie www.aspress.com.pl i wypełniając formularz zamówienia na podstronie prenumeraty

■ **e-mailem:** szewczyk24@gmail.com ■ **telefonicznie:** 606 201 244 ■ **listownie:** Agencja AS Józef Szewczyk, ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa

Cena prenumeraty w 2022 roku

Tytuł	Liczba wydań (I i II półrocze)	Cena egzemplarzowa	Cena prenumeraty rocznej	Cena prenumeraty w I półroczu
Dwumiesięczniki				
Chemia w Szkole	6 (3+3)	35,00	210,00	105,00
Geografia w Szkole	6 (3+3)	35,00	210,00	105,00
Fizyka w Szkole z Astronomią	6 (3+3)	35,00	210,00	105,00
Wiadomości Historyczne z WOS	6 (3+3)	35,00	210,00	105,00

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

II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

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

III. NUMERY ARCHIWALNE DRUKOWANE dostępne są w ograniczonym zakresie. Przed złożeniem zamówienia prosimy o kontakt pod adresem: szewczyk24@gmail.com.

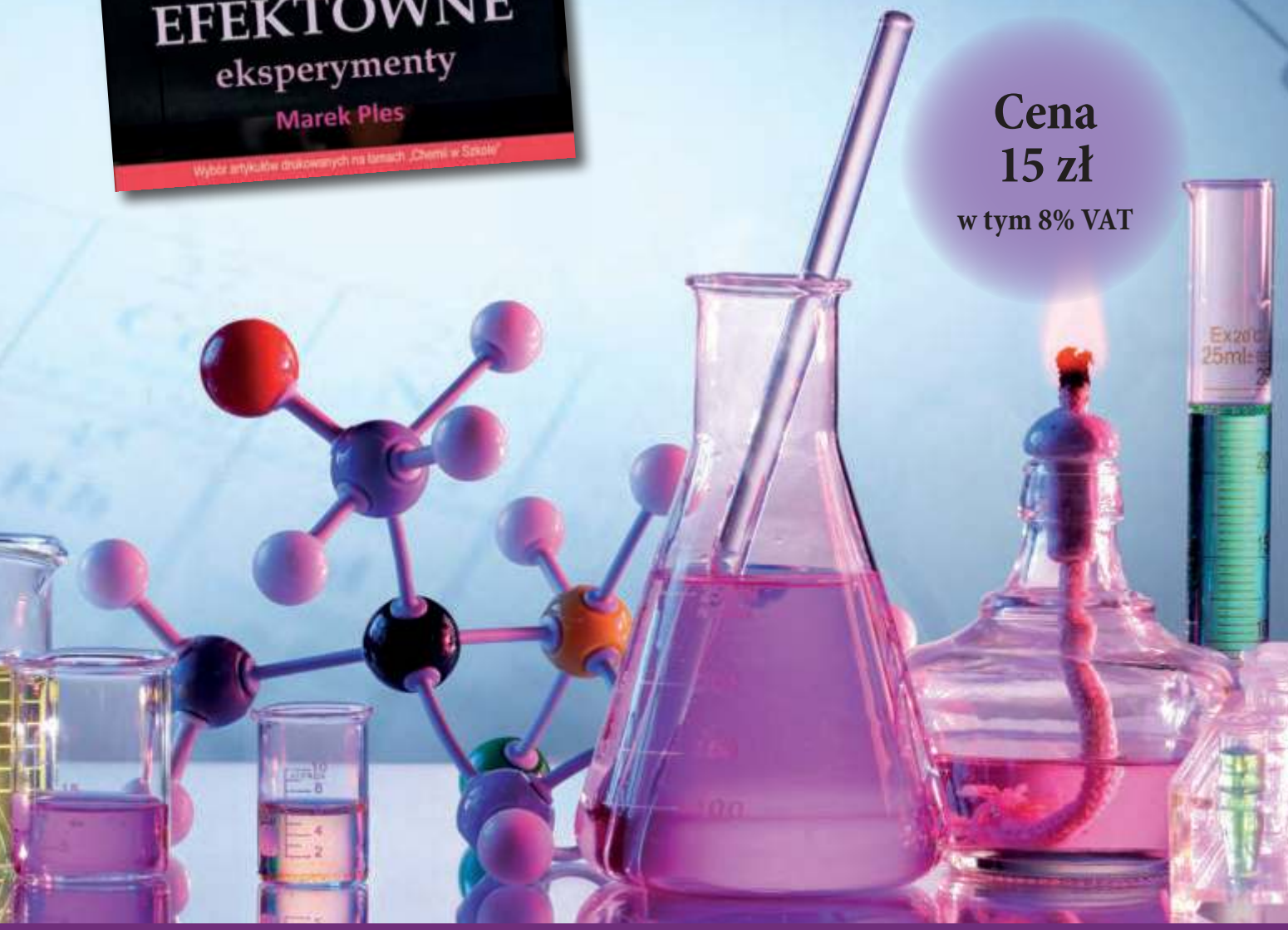
eprasa.pl 14b79c22e1

WYDANIE SPECJALNE „Chemii w Szkole" 2/2021

WERSJA ELEKTRONICZNA – plik PDF

- Dlaczego świecą cukierki i kamienie?
- Czy z chaosu będzie porządek?
- Jak uwięzić światło?
- Chemiczne eksperymenty *in vitro*?
- Jak wywołać błędne ognie?
- Kiedy w probówce wywołamy burzę?
- Jak przeprowadzić śledztwo, a jak wyhodować węża?

Cena 15 zł
w tym 8% VAT



Szczegóły i formularz zamówienia na www.aspress.com.pl/wydania-specjalne/

eprasa.pl 14b79c22e1

PRENUMERATA 2022

PRZEDŁUŻ LUB ZAMÓW!

Zamów wydanie darmowe!

PRENUMERATA:

- w wersji drukowanej,
- w wersji elektronicznej (pliki PDF),
- roczna,
- półroczna.

Szczegóły i formularz zamówienia na www.aspress.com.pl/prenumarata/

eprasa.pl 14b79c22e1