

# Chemia w Szkole

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

Nr 2 MARZEC/KWIECIEŃ 2013

## Kataliza w szkolnym laboratorium



**Zadania**  
dla gimnazjalistów i licealistów

**Rozpuszczalność  
substancji**

**Chemia**  
**żywi i chroni**

82050301303002

ISSN 0411-8634



03

9 770411 863303



# To jest chemia

Spójna seria. Spójne rozwiązania.



## ■ Spójny system kształcenia

Dzięki utrwaleniu podstaw chemii oraz stałemu kontaktowi z jej kluczowymi elementami – doświadczeniami, układem okresowym i zadaniami obliczeniowymi – w zakresie podstawowym uczniom łatwiej rozpocząć naukę w zakresie rozszerzonym od budowy atomu.

## ■ Spójne rozwiązania maturalne

Stale elementy podręczników, między innymi: *Rozwiąż zadania*, *Zamiast repetytorium*, *Zadania maturalne*, oraz *Maturalne karty pracy* ułatwiają kształcenie umiejętności rozwiązywania zadań wymaganych na egzaminie maturalnym.

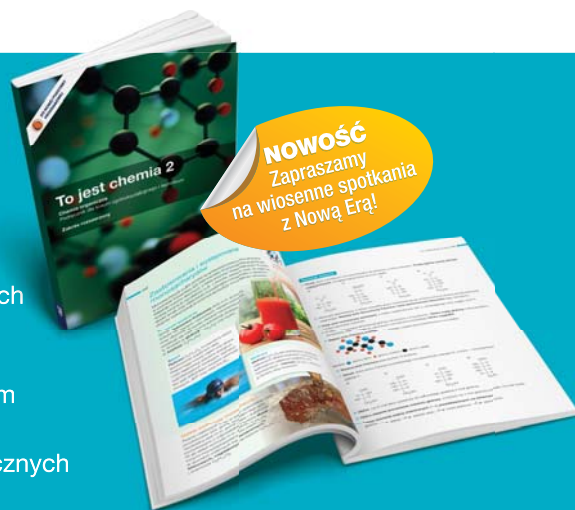
## ■ Spójna obudowa dydaktyczna

Wiele spójnych pomocy dydaktycznych do zakresów podstawowego i rozszerzonego zapewnia wsparcie dydaktyczne i komfort pracy nauczyciela.

## To jest chemia 2

Chemia organiczna  
Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum  
Zakres rozszerzony

- Umożliwia powtórzenie przed maturą wiadomości wprowadzanych w zakresie podstawowym.
- Kształci umiejętność rozwiązywania zadań, dzięki rozwiązaniom przykładom, zadaniom do każdego tematu, zadaniom maturalnym i testom na płycie *Matura-ROM*.
- Ułatwia poznanie zastosowań wszystkich grup związków organicznych przedstawionych w postaci atrakcyjnych infografik.



Dowiedz się więcej o pozostałych publikacjach Nowej Ery dla szkół ponadgimnazjalnych z serii *To jest chemia!*

 [www.nowaera.pl](http://www.nowaera.pl)

 [chemia@nowaera.pl](mailto:chemia@nowaera.pl)

 infolinia: 801 88 10 10, 58 721 48 00

**nowa  
era**



## Szanowni Państwo

Nie ma co ukrywać, kolejna reforma programu licealnego to początek kolejnej dyskusji nad tendencjami w nauczaniu różnych przedmiotów. Pojawiają się więc znów niepokojące pytania: jak daleko może pójść redukcja materiału chemii czy fizyki, aby nie pozbawić młodego człowieka nie tylko elementarnej wiedzy, ale przede wszystkim elementarnej *rozumienia* otaczającego nas świata; czy można praw przyrody uczyć głównie poprzez ciekawostki, których rola, zachowując oczywiście wszelkie proporcje, jest podobna do roli przyprawy dodawanej do głównej potrawy – dodaje jej smaku, zachęca do spożycia, ale jej nie zastępuje? Można podawać niezliczone przykłady piękna przyrody, ale człowiekowi myślącemu nie wystarczy oglądanie kolorowych zdjęć w albumach lub filmach, nawet trójwymiarowych. Z drugiej strony, obecny, rozszerzony program nauczania chemii w liceum sugeruje, że mógłbym zrezygnować z większości wykładanego na uczelni materiału, bo teoretycznie powinien on być znany przynajmniej większości studentów I roku. Oczywiście byłaby to z mojej strony niewybaczalna naiwność. Cóż więc się dzieje? W moim przekonaniu nauczanie – i chyba nie tylko chemii – staje się na naszych oczach po prostu coraz bardziej **NIESKUTECZNE**. Owa nieskuteczność to fakt, a – jak pisał genialny Michaił Bułhakow: „*fakty to najbardziej uparta rzecz pod słońcem*”\*. Dlatego tak ważna jest bieżąca ocena SKUTECZNOŚCI wprowadzanych zmian programowych. Ale nie demonizujmy samych programów. Spotkałem się kiedyś z opinią, że dla nauczyciela najważniejszy jest dobry podręcznik. Nie bardzo się z tym zgadzam, bo podręcznik jest dla uczniów, a naprawdę dobry nauczyciel poradzi sobie i bez niego. Pamiętam, jak w moim (4-letnim jeszcze) liceum nauczycielka jednego z przedmiotów ścisłych po prostu nie zaakceptowała obowiązujących podręczników dla klas I–III, ucząc nas przez 3 lata według swojej koncepcji. Wtedy może nie potrafiłem w pełni docenić Jej intuicji i poświęcenia, ale dziś, z perspektywy czasu, widzę, jak bardzo powinienem być Jej za to wdzięczny.

Życzę Państwu przyjemnej lektury.

\* M. Bułhakow, *Mistrz i Małgorzata*, Warszawskie Wydawnictwo Literackie MUZA SA, Warszawa 2009, tłum. Irena Lewandowska i Witold Dąbrowski

## Nauka i technika

4 Ciekawostki  
• Marek Orlik

5 Chemia żywi, chroni i leczy  
– część I

• Mariusz Galek, Joanna Ortyl



## Metodyka i praktyka szkolna

10 Propozycje zadań  
doświadczalnych

skonstruowanych według nowej formuły  
egzaminu gimnazjalnego – część III

• Zbigniew Gawron, Michał Kwiatkowski,  
Ewa Trybalska

17 Chemia w budownictwie  
– propozycja powtórzenia przed  
maturą • Jolanta Wnorowska



19 Kataliza w praktyce szkolnej  
• Krzysztof Orliński

30 Rozpuszczalność substancji trudno  
rozpuszczalnych

• Kamil Kaznowski

## Konkursy i olimpiady chemiczne

35 59. Krajowa Olimpiada Chemiczna  
– etap II

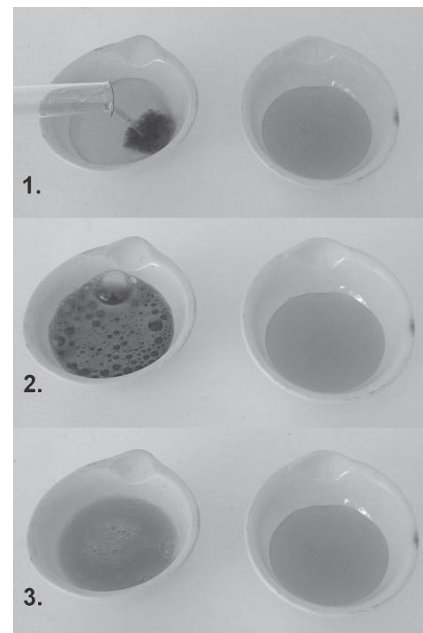
• Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

## Informacje, recenzje, porady

Recenzje książek wydawnictwa

46 TUTOR • Iwona Paleska

48 Zjazd PTCh i SITPCh  
w Białymstoku • Krystyna Gans



**Chemia w Szkole**

**edu**  
**PRESS**

Czasopisma  
Pedagogiczne

NUMER 2 MARZEC/KWIECIEŃ 2013

303 (LVIII) indeks 354562 ISSN 0411-8634

Nakład 5500 egz. CENA zł 19,50

(w tym 5% VAT)

Zdjęcie na okładce: pole uprawne (fot. Fotolia)

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

Adres redakcji 01-194 Warszawa, ul. Młynarska 8/12, tel. 22 244 84 71,

faks 22 244 84 76, chemia@raabe.com.pl

Wydawca Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o., ul. Młynarska 8/12,

01-194 Warszawa, tel. 22 244 84 00, faks 22 244 84 20, e-mail: raabe@raabe.com.pl,

www.raabe.com.pl, NIP: 526-13-49-514, REGON: 011864960,

Zarejestrowana w Sądzie Rejonowym dla m. st. Warszawy w Warszawie XII Wydział

Gospodarczy KRS, KRS 0000118704, Wysokość Kapitału Zakładowego: 50.000 PLN

Prezes Zarządu Anna Gryczewska

Dyrektor wydawniczy Józef Szewczyk, tel. 22 244 84 70, j.szewczyk@raabe.com.pl

Dział obsługi klienta tel. 22 244 84 11, prenumerata@raabe.com.pl

Kolportaż Anna Niepiekto, tel. 22 244 84 78, faks 22 244 84 76, a.niepiekto@raabe.com.pl

Reklama Andrzej Iziak tel. 22 244 84 77, faks 22 244 84 76,

kom. 692 277 761, reklama@raabe.com.pl

Skład i łamanie Vega design

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

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



# Kwarcowa biblioteka na 300 milionów lat

Tych z nas, którym nieobca jest kolekcjonerska pasja, nieco martwi ograniczona trwałość – niekiedy nowoczesnych nośników informacji – nagrywalne (wypalane) płyty CD i DVD, o ile zostały wyprodukowane przez godziwą firmę, powinny zachować swój zapis nieuszkodzony przez co najmniej kilka, ale zapewne nie więcej niż przez kilkanaście lat. Trwałość profesjonalnie wytłaczanych płytek jest oczywiście znacznie wyższa, podobno ma sięgać 100 lat (nie można było, rzecz jasna, jeszcze tego sprawdzić), ale cóż znaczy owe 100 lat, skoro niebawem mamy żyć znacznie dłużej? A z punktu widzenia archiwistów przygotowujących dla przyszłych pokoleń cyfrowe kopie wielowiekowych zbiorów to już (nie) trwałość zupełnie nie do przyjęcia. Odnotujemy jednak pierwsze sygnały istotnego postępu w tej dziedzinie. Na targach *Consumer Electronics Show* (CES), które miały miejsce w Las Vegas w styczniu 2013 roku, zaprezentowano płytę DVD wyprodukowaną w technologii zapewniającej trwałość zapisu danych przez 1000 lat. Sporo więcej, ale wciąż za mało! Może potrzebna

jest nie tyle modyfikacja dotychczasowej technologii, co zupełnie nowy pomysł? Na przykład taki, nad rozwojem którego pracują wspólnie naukowcy z Uniwersytetu w Tokio i firmy Hitachi. Opracowana przez nich technologia, oparta na kryształach kwarcu, powinna pozwolić na CAŁKOWICIE BEZBŁĘDNE (tzn. bez utraty nawet 1 bita informacji) przechowywanie danych przez... kilkaset milionów lat! Każda kwarcowa płytka, mająca postać kwadratu o wymiarach  $2 \times 2$  cm i grubości 2 mm, zawiera cztery warstwy laserowo wypalanych kropek, których układ zawiera odpowiednią informację, a kwarc pełni rolę materiału ochronnego. Pojemność pojedynczej płytki to co prawda zaledwie 40 MB/cal kwadratowy (tylko nieco więcej niż ok. 35 MB/cal kwadratowy dla CD), ale poprzez zwiększanie liczby płytek można będzie osiągnąć praktycznie dowolną pojemność pamięci.

[1] <http://technowinki.onet.pl/gadzety/szklo-przechowa-dane-przez-miliony-lat,1,5401613,artykul.html>

[2] <http://www.bit-tech.net/news/hardware/2012/09/25/hitachi-quartz/1>

[3] <http://slashdot.org/topic/datacenter/hitachi-etches-data-on-glass-to-live-forever/>

## Dobrych wieści o kwasach omega-3 ciąg dalszy

Wspominaliśmy niedawno na tych łamach (nr 4/2012) o niektórych przejawach dobroczynnego działania nienasyconych kwasów tłuszczowych omega-3 na nasz organizm. Szczególnie pozyteczny wydaje się ich wpływ na regulację poziomów frakcji cholesterolowych (HDL, LDL), opóźniający w ten sposób rozwój zmian miażdżycowych w naczyniach krwionośnych. Ostatnie badania naukowców z Uniwersytetu w Manchester (Wielka Brytania) wykazują, że regularne, codzienne przyjmowanie preparatów omega-3 obniża także ryzyko zachorowania na raka skóry pod wpływem naświetlania promieniami słonecznymi. Oznacza to nie tyle wybitnie specyficzne działanie tych substancji na tego typu nowotwory, ile przejaw bardziej ogólnego mechanizmu przeciwdziałania wystąpieniu immunosupresji, czyli osłabieniu produkcji przeciwciał przez układ odpornościowy.

Jednocześnie jednak badania wykazały, że ochronne działanie kwasów omega-3 nie było wystarczające w przypadku długotrwałych naświetlań, a zatem nie należy zapominać o ochronnych kremach z filtrem UV, a także, a może przede wszystkim o zdrowym rozsądku, który najlepiej powinien zapobiegać przesadnemu opalaniu się. Tak zwana „interesująca bladeść” unikających słońca XIX-wiecznych dam nie była więc pozbawiona sensu. W krajach azjatyckich opalanie się i dziś nie jest popularne, a za to spożycie kwasów omega-3 w postaci różnorodnych „owoców morza” z pewnością większe niż u nas. Może warto się nad tym zastanowić?

[1] <http://wiadomosci.onet.pl/nauka/kwasy-omega-3-pomagaja-chronic-sie-przed-rakiem-sk,1,5433845,wiadomosc.html>

[2] <http://www.nutraingredients.com/Research/Omega-3-supplements-could-prevent-skin-cancer-Study>

[3] <http://ajcn.nutrition.org/content/97/3/646.abstract>

## Polsko-niemiecki sukces w badaniach białek

Leczenie chorób neurodegeneracyjnych, takich jak choroba Parkinsona czy Alzheimera, stanowi wciąż poważne wyzwanie dla medycyny i wymaga zrozumienia m.in. mechanizmu nieprawidłowego fałdowania się odpowiednich białek. Z satysfakcją odnotujemy więc polski wkład do istotnego postępu w tej dziedzinie, doceniony także przez Fundację Nauki Polskiej. Odkrycia tego dokonali wspólnie: dr Mariusz Jaremko z Instytutu Biochemii i Biofizyki PAN w Warszawie, dr Łukasz Jaremko z Uniwersytetu Warszawskiego oraz uczeni z Instytutu Chemii Biofizycznej Maxa Plancka i Niemieckiego Ośrodka Chorób Neurodegeneracyjnych (DZNE) w Getyndze. Za pomocą nowatorskiej

metody, wykorzystującej spektroskopię NMR, udało się w warunkach niskotemperaturowych ( $-16^{\circ}\text{C}$ ) zaobserwować istotne szczegóły dynamiki procesu fałdowania białka CylR2, pokazujące kluczowe dla niego etapy niestabilności. Wyniki tych badań zostały ostatnio opublikowane w prestiżowym czasopiśmie „Nature Chemical Biology” [2], a film pokazujący schemat rozpadu białka można znaleźć na stronie podanej w [3].

[1] <http://wiadomosci.onet.pl/nauka/sukces-polskich-i-niemieckich-naukowcow,1,5431043,wiadomosc.html>

[2] <http://www.nature.com/nchembio/journal/vaop/ncurrent/full/nchembio.1181.html>

[3] [www.nature.com/nchembio/journal/vaop/ncurrent/extref/nchembio.1181-S2.mov](http://www.nature.com/nchembio/journal/vaop/ncurrent/extref/nchembio.1181-S2.mov)

Oprac. Marek Orlik

# Chemia żywi, chroni i leczy – część I

Mariusz GALEK, Joanna ORTYL

**T**ytułowa sentencja utarła się dawno temu, jednak na co dzień nie zawsze zastanawiamy się nad jej istotą. Mało tego, często negujemy istotną rolę chemii w produkcji żywności, a okazuje się, że związek pomiędzy tą dziedziną nauki a jedną z naszych fundamentalnych potrzeb życiowych zawiązał się już kilka tysięcy lat temu.

Rolnictwo, w formie zbliżonej do obecnie nam znanej, rozpoczęło się około 10 000 lat temu w rejonie Żyźnego Półksiężycza (Złotego Rogu), który obecnie leży na terenach Turcji, Syrii, Jordanii i Iraku, a zasilany jest przez dwie wielkie rzeki – Eufrat i Tygrys. W ówczesnym okresie prymitywne plemiona rozpoczęły transformację i z praktyk łowiecko-zbierackich przeszły do osiadłego, rolniczego trybu życia. Proces ten określony został jako „rewolucja neolityczna”, gdyż powyższe zmiany nastąpiły w relatywnie szybkim tempie i rozprzestrzeniły się na sąsiednie krainy geograficzne, w tym na rejony Egiptu, Doliny Indusu, basenu Morza Śródziemnego i terenu dzisiejszej południowej Ukrainy. Uprawiano głównie pszenicę, jęczmień, ciecierzycę, soczewicę i groch.

Na terytorium dzisiejszych Chin rolnictwo objęło głównie ryż, proso i sorgo. Szacuje się, że nieco później w obu Amerykach rozpoczął się niezależnie ten sam proces przechodzenia od wędrownego do osiadłego trybu życia, a najpowszechniej uprawianymi roślinami były ziemniaki, kukurydza, dynie i słoneczniki.

## Środki ochrony roślin

Można przyjąć, że od samego początku historii uprawy roślin istotnym problemem ograniczającym produktywność okazały się owady i choroby niszczące zbiory. Nawet dzisiaj średnie straty upraw spowodowane przez te czynniki dochodzą do 40% w rozliczeniu globalnym [1]. Stale zwiększające się indywidualne potrzeby człowieka, w zestawieniu z rosnącą liczbą ludności, wymusiły zmianę podejścia do produkcji żywności i przewyciężenia zaistniałych problemów. W tym przypadku jednak na kolejny krok należało poczekać kilka tysięcy lat. I tak około 4500 lat temu Sumerowie, zamieszkujący południową Mezopotamię, stosowali rozmaite związki siarki do ochrony rozwoju i konserwowania zbiorów przed owadami.

Około tysiąca lat później Chińczycy w tym samym celu sięgnęli po związki rtęci i arsenu (częściowo stosowane w obecnych czasach). Pisane źródła ze starożytnej Grecji i Imperium Rzymskiego podają opisy zaklęć magicznych, tajemniczych mikstur oraz wierzeń w nadprzyrodzone siły, które zaprzęgane były do walki ze szkodnikami i chwastami. Jako że nie istniał wówczas nawet zarys przemysłu chemicznego, źródłami pierwszych środków ochrony roślin były preparaty sporządzone z innych roślin, zwierząt, czy też wydobyte z ziemi minerały.

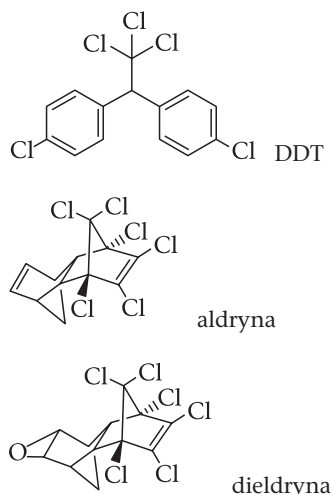
Ze zmiennym szczęściem stosowano okadzanie upraw tłącymi się szczątkami roślin i zwierząt, np. dzikiego łubinu i ogórka, suszonej trawy i ryb, odchodami zwierząt i kości. Rozprzestrzeniający się dym i intensywny zapach odstraszał gryzonie i owady, a w niektórych

przypadkach mógł nawet zwalczać choroby spowodowane przez grzyby. Często wykorzystywano wyściełanie okolic upraw suchą korą drzew, węglem drzewnym lub solą pozyskiwaną z morza [2]. W Azji i Europie w ciągu 2000 lat szeroko rozprzestrzenioną metodą ochrony zebranych plonów było składowanie ich wraz z suszem złocienia (łac. *Chrysanthemum*).

Wkrótce okazało się, że puder sporządzony z tych kwiatów z powodzeniem wykorzystywany został w walce ze wszami. Środkiem pochodzenia mineralnego o również wieloletniej tradycji stosowania była „mieszanka Bordeaux” [3], złożona z siarczanu(VI) miedzi(II) i węgla wapnia. Należy zaznaczyć, że ciągle stosowana jest ona na dużą skalę do ochrony przed niektórymi rodzajami pleśni w uprawach winorośli.

Do lat 40. XX wieku w rolnictwie wykorzystywano rozmaite związki nieorganiczne i organiczne pochodzenia naturalnego, częściowo wykorzystywano produkty uboczne powstające w procesach rafinacji ropy naftowej czy produkcji koksu (pochodne nitrofenoli, chlorofenoli i naftalenu). Stosowane substancje odznaczały się jednak dwiema głównymi wadami tj. koniecznością stosowania dużych dawek i małą selektywnością w swoim działaniu, co prowadzić mogło do wyniszczenia samych upraw.

Przełom nastąpił wraz z wprowadzeniem nowych substancji syntetycznych, np. DDT, pochodnych perchlorowanego benzenu, aldryny i dieldryny i innych (rys. 1). Związki te charakteryzowały się szerokim spektrum działania,



Rys. 1. Środki ochrony roślin o szerokim spektrum działania

efektywnością i niską ceną syntezy. Najpowszechniej stosowanym środkiem był pierwszy z wymienionych – DDT, dichlorodifenylotrichloroetan. Substancja ta po raz pierwszy została otrzymana w 1874 roku przez Othmara Zeidlera, a jej właściwości owadobójcze przedstawił Paul Hermann Müller, za co w 1948 roku otrzymał Nagrodę Nobla (fot. 1).

Początkowo DDT postrzegany był jako panaceum, gdyż sprawdzał się nie tylko jako środek ochrony roślin, lecz również jako skuteczny sposób zwalczania malarii i wesz rozprzestrzeniających tyfus plamisty. Dodatkowo uważano, że DDT nie oddziałuje na ssaki, w tym oczywiście na organizm człowieka. Jednak jeszcze przed przyznaniem Nagrody Nobla doktorowi Müllerowi donoszono o wytwarzaniu się u much domowych odporności na ten środek. Z biegiem lat i przy intensywnym stosowaniu DDT traciło na efektywności, a zwiększanie dawek spowodowało nieprzewidywalne efekty uboczne.

Z początkiem lat 70. XX wieku w USA zakazano stosowania DDT, niemniej jednak w wielu krajach nadal jest on stosowany w walce z malarią. Mniej więcej w tym samym czasie zakazano również aldryny i dieldryny (nazwy tych substancji wzięły się od nazwisk dwóch uczonych, Ottona Dielsa i Kurta Adlera,



Fot. 1. Paul Hermann Müller

laureatów Nagrody Nobla z 1950 roku za reakcję cykloaddycji wykorzystaną w syntezie podmiotowych substancji). Oba związki wykazywały się dużo większą toksycznością dla ssaków niż DDT, jednak były tak skuteczne w walce ze szkodnikami, że w ciągu trzydziestu lat stosowania wyprodukowano ich około 500 000 ton. Ich miejsce zajęły bardziej dopracowane substancje, będące często stereoisomerami aldryny i dieldryny, np. *endryna* czy *toksafen*.

Interesująca historia przypisana jest do innej chlorowej pochodnej węglowodoru, mianowicie do *kwasu 2,4-dichlorofenoksyoctowego*, w skrócie 2,4-D. Po raz pierwszy związek ten otrzymany został w czasie II wojny światowej przez brytyjski zespół badawczy, a wyniki jego działania zostały upublicznione w 1946 roku. Jego podstawowe zalety to: przyspieszanie dojrzewania, wchłanianie się szybko całą powierzchnią rośliny i przez system korzeniowy, utrzymywanie się w glebie do kilkunastu tygodni. Stosowanie tego środka spowodowało gwałtowny wzrost ilości plonów roślin, które w normalnych warunkach dojrzewałyby wolno i tym samym byłyby dłużej narażone na wszelkie niesprzyjające warunki. Drugą istotną cechą tej substancji jest jej silna fitotoksyczność w przypadku stosowania zbyt dużych dawek. Efekt

ten wynika z wywoływania zbyt szybkiego tempa wzrostu roślin, a tym samym – zaburzenia wielu istotnych szlaków metabolicznych, czego rezultatem jest śmierć roślin. Wykorzystane może to być w dwojaki sposób: oprysk powoduje eksterminację wszelkich roślin na polu uprawnym i po kilku tygodniach zasiewa się pożądaną roślinę niemal na sterylnym podłożu, a inne zastosowanie polega na wykorzystaniu 2,4-D jako oręża na wojnie, poprzez niszczenie upraw wroga.

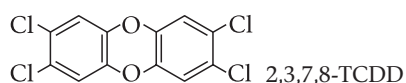
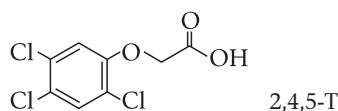
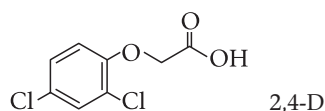
I w ten sposób związek ten został wykorzystany podczas wojny w Wietnamie, kiedy to strona amerykańska rozpyliła na terenach Wietnamu, Kambodży i Laosu około 70 mln litrów preparatu zawierającego 2,4-D, 2,4,5-T oraz naftę (*Agent Orange* = *Czynnik Pomarańczowy* – nazwa pochodzi od koloru beczek, w których był dostarczany) powodując niewyobrażalne wymieranie lasów i łąk (fot. 2).

Nieprzewidzianym skutkiem ubocznym stosowania tego typu oprysków było wymieranie wielu gatunków zwierząt, gdyż istotnym zanieczyszczeniem powstającym przy syntezie 2,4,5-T jest TCDD (2,3,7,8-tetrachlorodibenzodioxyna) – jedna z najbardziej toksycznych substancji wyprodukowanych przez człowieka, użyta w 2004 roku do próby otrucia ówczesnego kandydata na prezydenta Ukrainy, Wiktora Juszczenki. W wojnie wietnamskiej, oprócz stosowania taktyki likwidacji miejsc schronienia dla żołnierzy wroga (lasów i zarośli), niszczone również pola uprawne, głównie ryżu, stosując *Czynnik Niebieski* (mieszaninę kwasu kakodylowego i chlorku sodu). Szacuje się, że użyta ilość *Czynnika Niebieskiego* (oprysk pokrył około 2000 kilometrów kwadratowych upraw) była równa ilości *Pomarańczowego*, co daje obraz znaczącej skali, na jaką zakrojone były działania wojskowe.

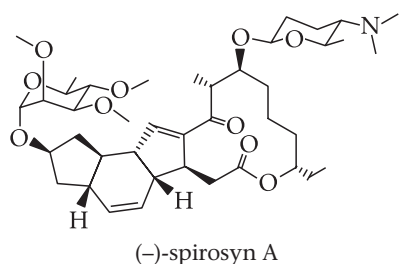
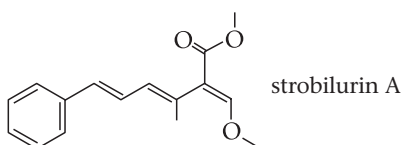
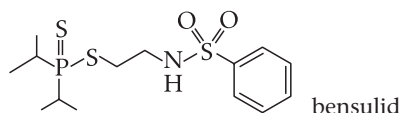
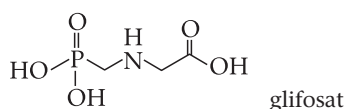
Analizując zamieszczone w niniejszym artykule wzory chemiczne środków ochrony roślin (rys. 2)



można dojść do przekonania, że kluczowym, wspólnym elementem ich struktury są atomy chloru i to prawdopodobnie one decydują o takiej, a nie innej aktywności biologicznej. Otóż jest to tylko jedna z grup związków, w drugiej z nich dominuje fosfor. Jednym z tych związków jest *glifosat*, swego czasu najlepiej sprzedający się herbicyd. Otrzymał go w 1974 roku i sprzedawany jest do dzisiaj pod handlową nazwą *Roundup*.



Rys. 2. Wzory substancji stosowanych do oprysku roślin



Rys. 3. Wzory środków ochrony roślin nie zawierających atomów chloru



Fot. 2. Fotografia przedstawiająca oprysk Czynnikiem Pomarańczowym

Rezultatem tego zabiegu jest możliwość selektywnego niszczenia chwastów bez czynienia przy tym żadnych szkód uprawom. Badania te są częścią jakże kontrowersyjnej obecnie, ogólnościatowej dyskusji nad żywnością modyfikowaną genetycznie. Zakres tego artykułu nie pozwala na dyskusję tak szerokiego tematu jak GMO, jednak pragniemy zwrócić Czytelnikowi uwagę na niezwykłe korzyści płynące z tego rodzaju modyfikacji, jak i wielkich zagrożeń, których przykładem niech będą doniesienia naukowe o wykryciu tzw. superchwastów, roślin odpornych na wiele herbicydów, w tym i na *glifosat* (rys. 3) [4].

### Środki wspomagające rozwój roślin

Rola chemii w produkcji żywności pochodzenia roślinnego nie sprowadza się jedynie do ochrony przed szkodnikami i chorobami spowodowanymi przez bakterie i grzyby. Chemia działa tutaj na także na innym froncie, którym jest produk-

cja środków stymulujących rozwój roślin. Powyżej wspomnieliśmy już o modulatorze wzrostu roślin – 2,4-D – w powszechnym użyciu istnieje jednak dużo prostszy związek przyspieszający wzrost roślin, a mianowicie *eten*. Ten najprostszemu homolog z grupy alkenów jest naturalnie występującym związkiem regulującym procesy dojrzewania. Regulowanie stężenia etenu w ładowniach statków wykorzystuje się między innymi w trakcie transportu bananów.

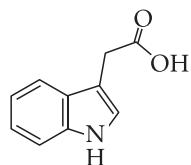
Zbiory tych owoców rozpoczynają się, gdy charakteryzują się one zieloną barwą, są twarde i z pewnością nie spełniają jeszcze naszych oczekiwań. Stale wydobywający się z nich eten jest usuwany przez specjalnie do tego skonstruowane pochłaniacze lub w ładowniach uwalniany jest inny alken – 1-metylocyklopropen, który po przedostaniu się do wnętrza owocu konkuruje z etenem o dostęp do receptorów, tym samym hamując ich wzrost. Transport, po dotarciu do miejsca przeznaczenia, poddawany jest następnie działaniu dużych dawek etenu, co w ciągu

kilku dni powoduje pojawienie się znanego nam żółtego koloru skórki oraz zmianę tekstury miąższu.

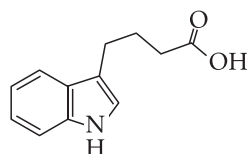
Uważa się, że tę właściwość etenu znali już starożytni Egipcjanie i Chińczycy, którzy poprzez okadzanie zebranych owoców (głównie fig i gruszek) powodowali ich przyspieszone dojrzewanie. Jednak dopiero w połowie XIX wieku zauważono, że w okolicach ulicznych lamp gazowych, z których wydobywała się nieuchronnie mieszanina gazów koksowniczych, rośliny rodzą bardziej okazałe owoce. W 1901 roku rosyjski botanik Dimitry Neljubov wykazał, że aktywnym gazem był właśnie eten.

Jednak to nie eten okazał się pierwszym z poznanych *fitohormonów*, a *kwas indoliloctowy*. Historia badań nad tym związkem jest niezwykle zawiła. Rozpoczęła się w 1880 roku od pionierskich badań Karola Darwina nad fenomenem wzrostu i zaginania się roślin w kierunku dochodzącego światła. Darwin, zakrywając sam wierzchołek rośliny nieprzepuszczającą światła folią, stwierdził, że proces „gięcia” ustał. Oznaczało to, że wyłącznie w tej części znajduje się substancja, która odbiera bodźce świetlne i przekazuje je do reszty rośliny. Te same rezultaty otrzymał po odcięciu wierzchołka. Niemalże pięćdziesiąt lat później holenderski student Fritz Went w prymitywny sposób wyizolował substancję aktywną z wierzchołków i naniósł ją na fragment rośliny z odciętym wcześniej czubkiem. Rezultatem tego zabiegu było odzyskanie przez roślinę możliwości uginania się w kierunku padającego światła. Wkrótce potem dokonano identyfikacji tej substancji, którą oczywiście okazał się wspomniany na początku tego akapitu kwas. Dalsze badania prowadzone już z kwasem indoliloctowym w czystej postaci wykazały jego niestabilność biologiczną i trudności w posługiwaniu się nim jako środkiem stymulującym rośliny. Dokonano syntezy wielu pochodnych, z których na

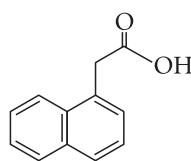
uwagę zasługują *kwas indolilomastowy* oraz *kwas naftyloctowy*. Te dwa związki z szeregiem ich pochodnych do dziś wykorzystywane są na całym świecie w regulowaniu wzrostu i dojrzewaniu roślin (rys. 4).



kwas indoliloctowy



kwas indolilomastowy



kwas 1-naftyloctowy

Rys. 4. Wzory przykładowych fitohormonów, przyspieszających wzrost roślin

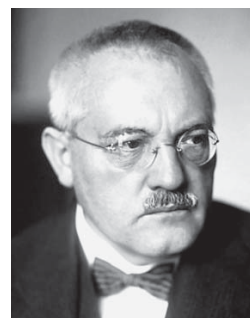
Kolejną grupą związków, tym razem nieorganicznych, stosowanych w rolnictwie są nawozy sztuczne. Już w starożytności zaobserwowano wpływ rozkładającej się materii organicznej na rozwój roślin. W ten sposób sztucznie użyźniano pola lub oczekiwano takich skutków regularnych wylewów rzek niosących ze sobą ogromne ilości obumarłych organizmów roślinnych i zwierzęcych. Ten stan rzeczy trwał kilka tysięcy lat, kiedy to w 1840 roku jeden z największych chemików Justus von Liebig udowodnił swoją teorię o mineralnym odżywianiu się roślin.

Początkowo nawozami stały się minerały wydobywane głównie w Chile (tzw. *saletra chilijska* –  $\text{NaNO}_3$ ) i produkty reakcji kwasu siarkowego(VI) z mączką kostną lub guanem (opracowana przez von Liebiga metoda produkcji przyswajalnych przez rośliny związków fosforu). Justus von Liebig został następnie okrzyknięty „ojcem nawozów” i określe-

nie to było jak najbardziej aktualne aż do roku 1909, kiedy to niemiecki naukowiec Fritz Haber (fot. 3) opracował syntezę amoniaku z gazowego azotu i wodoru.



Fot. 3. Fritz Haber



Fot. 4. Carl Bosch

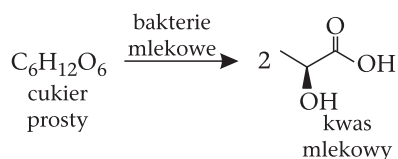
Metodę tę udoskonalił inny niemiecki chemik Carl Bosch (fot. 4), za co obaj otrzymali Nagrodę Nobla (Haber w 1918 r., Bosch w 1931 r.). Współcześnie ocenia się, że połowa białek zawartych w ludzkich organizmach została utworzona przy użyciu azotu pochodzącego z tej metody, a azot w pozostałej połowie białek związały bakterie. Sam amoniak, wytwarzany tą metodą nieprzerwanie przez sto lat, jest kluczowym substratem w produkcji leków, tworzyw sztucznych i materiałów wybuchowych.

## Dodatki do żywności

Wraz ze zwiększoną produkcją żywności pojawił się problem z jej konserwacją, pozwalającą na gromadzenie zapasów. Pierwszym, często samoczynnie następującym procesem było suszenie ziaren zbóż i innych roślin. Usuwanie wody z produktów roślinnych przeciwdziałało głównie procesom gnilnym. Prawdopodobnie kolejnym wykorzystanym



przez człowieka sposobem konserwacji było kiszenie takich produktów, jak kapusta, ogórki, cebula, fasola i grzyby. Sam proces kiszenia produktów roślinnych polega na fermentacji cukrów zawartych w roślinach, a przeprowadzany jest przez bakterie beztlenowe powszechnie występujące w przyrodzie. Istotą tego sposobu konserwacji żywności jest powstawanie kwasu mlekowego i niewielkich ilości kwasu octowego wraz z alkoholem etylowym. Mieszanina tych substancji powoduje zanik drobnoustrojów, które w normalnych warunkach przeprowadzają proces gnicia substancji organicznych (rys. 5).



Rys. 5. Uproszczony schemat procesu fermentacji mlekowej

Kolejnym podejściem do tego problemu było obtaczanie produktów w dużej ilości soli kuchennej, która działała dwójako. Po pierwsze wyciągała wilgoć z konserwowanych roślin i mięsa, a po drugie powodowała powstawanie niekorzystnego środowiska dla rozwoju bakterii i grzybów. Stosowano również mniej lub bardziej stężone roztwory alkoholu etylowego, którego właściwości dezynfekcyjne były powszechnie znane. Warto tutaj zaznaczyć, że wszystkie powyżej wymienione procedury stosowane są, w niemal niezmiennych formach, do dziś i to na wielką skalę. Niestety charakteryzują się jedną zasadniczą wadą, a mianowicie często powodują zmianę koloru, aromatu i tekstury żywności, co jednak w pewnych granicach może być nawet pożądane.

Z pomocą w uchronieniu oryginalnego wyglądu i smaku żywności oczywiście ruszyła chemia. W ciągu ostatnich stu lat wykorzystywano do konserwowania żywności, ze zmiennym skutkiem, różnorodne substancje chemiczne. Jedne z nich

okazywały się mało skuteczne, a drugie szkodliwe dla organizmu człowieka. Opierając się na badaniach biologicznych sformułowano listę dopuszczonych substancji chemicznych mogących mieć takie zastosowanie (lista dodatków do żywności „E”), a znalazły się na niej, między innymi, kwas sorbinowy i jego sole, kwas benzoesowy i jego sole, antyutleniacze oparte na fenolu, *propionian wapnia* oraz wiele prostych soli nieorganicznych (tab. 1)

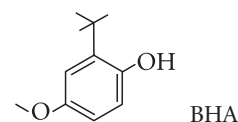
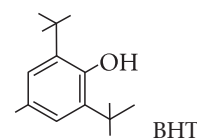
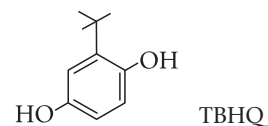
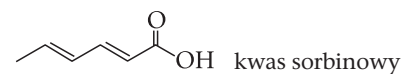
Tabela 1. Przykłady sztucznie otrzymanych konserwantów

Nazwa związku	Kod „E”
Kwas sorbinowy i jego sole	E 200–209
Kwas benzoesowy i jego sole	E 210–211
TBHQ	E 319
BHA	E 320
BHT	E 321
Propionian wapnia	E 282

Na tym etapie rola chemii w ogólnie pojętym procesie produkcji żywności mogłaby się skończyć, gdyż oferuje ona pomoc na etapie ochrony roślin, wspomaganiu ich wzrostu oraz konserwacji zebranych plonów, jednak jako potężna dziedzina nauki dostarcza nam czegoś jeszcze. Zaspokajają nasze apetyty i równocześnie kusi zmysły nowymi bodźcami.

Dzisiaj większości ludzi trudno sobie wyobrazić, że pragnienie można gasić jedynie wodą. Wręcz trzeba ją z czymś zmieszać! Chemia oferuje nam tęczę kolorów do wyboru, kulinarną perfumierię czy w końcu szeroki zestaw smaków dla naszego podniebienia. Celowo w tym artykule pomijamy listę substancji chemicznych, które gwarantują te „doznania”. Chcemy, by Czytelnik

sam zastanowił się, co (poza banalną wodą) wchodzi w skład jego codziennego posiłku i niech to będzie mała lekcja świadomości, którą w dużym stopniu zabierają nam reklamy i utrzymujące się trendy.



Rys. 6. Wzory sztucznie otrzymanych konserwantów żywności

Chemia w pożywieniu, pod przykrywką barw i aromatów, stała się dla większości z nas jedynie tajemniczym oznaczeniem „E”. Pewne badania przeprowadzone przez dietetyków sugerują, że statystyczny obywatel rozwiniętego gospodarstwa kraju w ciągu roku spożywa do 2 kg samych dodatków „E”. Na podstawie tytułowej sentencji możemy stwierdzić, że istotnie *chemia żywi*, jednak starajmy się, aby tak rozumianej „chemii” było w nas jak najmniej.

dr Mariusz Galek  
 Selvita S.A w Krakowie  
 dr inż. Joanna Ortył  
 Politechnika Krakowska im. T. Kościuszki  
 Wydział Inżynierii i Technologii Chemicznej

Literatura:

[1] Peshin R., *Economic Benefits of Pest Management; Encyclopedia of Pest Management*, Pub. Marcel Dekker, 2002  
 [2] Smith A.E., Secoy D.M., *Forerunners of Pesticides in Classical Greece and Rome*; *Journal of Agricultural and Food Chemistry*, 23 (6) 1050 (1975)  
 [3] Smith A.E., Secoy D.M., *A Compendium of Inorganic Substances Used in European Pest Control before 1850*, *Journal of Agricultural and Food Chemistry*, 24 (6) 1180 (1976)  
 [4] Adler J., *Ekspansja superchwałstów*, „Świat Nauki”, nr 6 (238) s. 66–71, Prószyński Media

# Propozycje zadań doświadczalnych

## skonstruowanych według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego – część III

Zbigniew GAWRON, Michał KWIATKOWSKI, Ewa TRYBALSKA

**P**ředstawiamy Państwu ostatnią część artykułu poświęconego zadaniom doświadczalnym, skonstruowanym według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego. Zamieściliśmy w niej zadania dotyczące związków organicznych, o których mówi podstawa programowa w punktach: 8. *Węgiel i jego związki z wodorem* oraz 9. *Pochodne węglowodorów. Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym*. Praca zawiera ponadto klucz oraz kartę odpowiedzi i propozycję schematu punktowania. Mamy nadzieję, że opracowany przez nas materiał będzie przydatny w Państwa pracy z uczniami.

### Zadanie 1. (8.4)

W dwóch probówkach znajdują się: tlenek węgla(IV) i etan. W celu rozróżnienia substancji w probówkach do każdej włożono palące się łuczywo.

**Wybierz właściwe obserwacje, jakie dokonano w trakcie doświadczenia.**

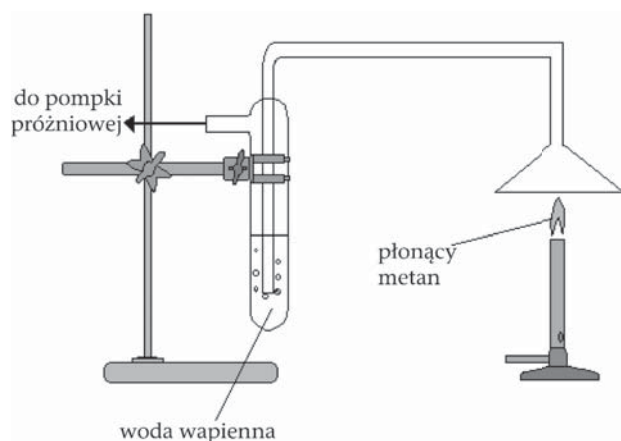
	Probówka z etanem	Probówka z tlenkiem węgla(IV)
A.	Gaz w probówce zapalił się.	Łuczywo paliło się intensywniej.
B.	Płonące łuczywo zgasło.	Gaz w probówce zapalił się.
C.	Łuczywo paliło się intensywniej.	Płonące łuczywo zgasło.
D.	Gaz w probówce zapalił się.	Płonące łuczywo zgasło.

### Informacja do zadań 2 i 3.

Wykonano doświadczenie przedstawione na schemacie 1. Po chwili zaobserwowano zmętnienie wody wapiennej.

### Zadanie 2. (8.4)

**Wybierz wniosek, jaki można wyciągnąć na podstawie przeprowadzonego doświadczenia.**



Schemat 1.

- Metan powoduje mętnienie wody wapiennej.
- Jednym z produktów spalania metanu jest tlenek węgla(IV).
- Metan spala się do tlenku węgla(II) i pary wodnej.
- Tlenki węgla powodują mętnienie wody wapiennej.

### Zadanie 3. (8.4)

**Wybierz prawidłowo zapisane równanie reakcji spalania metanu.**

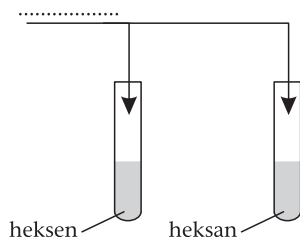
- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

### Zadanie 4. (8.8)

**Uzupełnij schemat doświadczenia, którego celem jest odróżnienie heksanu od heksenu. Wybierz brakujący substrat spośród odpowiedzi A–D.**

- woda bromowa
- woda wapienna
- woda utleniona
- woda gazowana





**Zadanie 5. (8.8)**

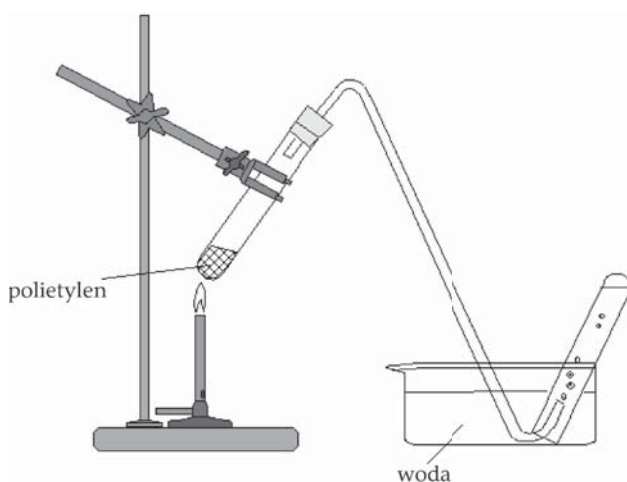
W dwóch probówkach znajdują się: etan i etyn. Do każdej probówki dodano niewielką ilość roztworu manganianu(VII) potasu,  $\text{KMnO}_4$ .

Spośród podanych zdań wybierz właściwe obserwacje i wniosek z doświadczenia.

	Obserwacje	Wniosek
A.	Etyn jest węglowodorem nienasyconym.	Etyn odbarwił roztwór $\text{KMnO}_4$ .
B.	Etyn odbarwił roztwór $\text{KMnO}_4$ .	Etyn jest węglowodorem nienasyconym.
C.	Etan odbarwił roztwór $\text{KMnO}_4$ .	Etan jest węglowodorem nasyconym.
D.	Etan odbarwił roztwór $\text{KMnO}_4$ .	Etan jest węglowodorem nienasyconym.

**Informacja do zadań 6, 7 i 8.**

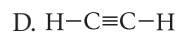
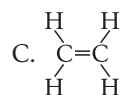
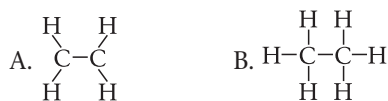
Wykonano doświadczenie przedstawione na schemacie 2.



Schemat 2.

**Zadanie 6. (8.3; 8.9)**

Wskaż prawidłowy wzór strukturalny gazu zbierającego się w probówce.



**Zadanie 7. (8.7)**

Wybierz zbiór substancji, które mogą ulegać reakcji przyłączenia z gazem zbierającym się w probówce.

- A.  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{H}_2$       B.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{CuO}$   
 C.  $\text{H}_2$ ,  $\text{Br}_2$       D.  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Br}_2$

**Zadanie 8. (8.7)**

W kolejnej części eksperymentu do probówki z zebranym gazem przyłożono palące się łuczywo.

Wybierz właściwą obserwację i odpowiadający jej wniosek, jaki można wyciągnąć na podstawie doświadczenia.

Obserwacje	Wniosek
A. Łuczywo paliło się intensywniej.	C. Gaz, znajdujący się w probówce, podtrzymuje spalanie.
B. Gaz, znajdujący się w probówce, zapalił się.	D. Gaz, znajdujący się w probówce, jest palny.

**Zadanie 9. (8.8)**

W tabeli zestawiono temperatury wrzenia wybranych węglowodorów pod normalnym ciśnieniem atmosferycznym.

Węglowódor	propan	butyn	penten	heksan
Temperatura wrzenia, °C	-42,2	8,6	30	68,7

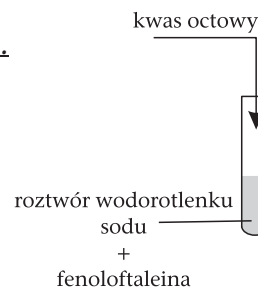
Wykonano doświadczenie: w probówce, w temperaturze pokojowej umieszczono pewien ciekły węglowódor. Do probówki wiano niewielką ilość roztworu manganianu(VII) potasu,  $\text{KMnO}_4$ . Probówkę zatknięto korkiem i wstrząsano przez pewien czas. W próbce nie zaobserwowano zmian.

Który spośród wymienionych węglowodorów mógł znajdować się w probówce?

- A) propan  
 B) butyn  
 C) penten  
 D) heksan

**Informacja do zadań 10 i 11.**

Do probówki zawierającej wodny roztwór wodorotlenku sodu oraz 3 krople fenoloftaleiny dodawano roztwór kwasu octowego aż do momentu zaobserwowania zmian.



## Zadanie 10. (9.5)

Wskaż obserwację do powyższego doświadczenia:

- Po dodaniu roztworu kwasu octowego zaobserwowano zmianę barwy roztworu w probówce z zielonej na pomarańczową.
- Po dodaniu roztworu kwasu octowego zaobserwowano odbarwienie roztworu w probówce.
- Po dodaniu roztworu kwasu octowego roztwór zmienił barwę na malinową oraz wydzielął się gaz o nieprzyjemnym zapachu.
- Po dodaniu roztworu kwasu octowego w probówce zaczął wydzielać się bezbarwny i bezwonny gaz, natomiast barwa roztworu pozostała bez zmian.

## Zadanie 11. (6.8, 9.5)

Jaką wartość pH mógł mieć roztwór w probówce po dodaniu roztworu kwasu octowego?

- mniejszą niż 0
- nie większą niż 7
- większą niż 9
- większą niż 14

### Informacja do zadań 12, 13 i 14.

Poniżej przedstawiono fragment szeregu aktywności metali:

Na K Mg Al Zn Fe Sn H Cu Hg Ag Au

metale aktywniejsze od wodoru  
– wypierają wodór z kwasów

metale mniej aktywne od wodoru  
– nie wypierają wodoru z kwasów

oraz fragment układu okresowego pierwiastków chemicznych:

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H wodór							He hel
2	Li lit	Be beryl	B bor	C węgiel	N azot	O tlen	F fluor	Ne argon
3	Na sód	Mg magnez	Al glin	Si krzem	P fosfor	S siarka	Cl chlor	Ar argon

Uczeń wykonał doświadczenie:

Do probówki zawierającej około 2 cm<sup>3</sup> 10% roztworu kwasu octowego wrzucił wstążkę magnezu.

## Zadanie 12. (9.5)

Wskaż równanie opisujące reakcję zachodzącą w probówce.

- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOMg} + 2\text{H}$
- $2\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Mg} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOMg} + \text{H}_2$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Mg} \longrightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + 2\text{H}$
- $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \longrightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2$

## Zadanie 13. (9.5)

Jaka jest nazwa systematyczna soli powstającej w opisaney wyżej reakcji?

- metanian magnezu
- etanian magnezu
- octan magnezu
- mrówczan magnezu

## Zadanie 14. (4.2)

Jakie są właściwości chemiczne gazu powstającego podczas tej reakcji?

- bezbarwny, bezwonny
- charakterystyczny zapach, niepalny, niemetal
- bezwonny, palny, niemetal
- łżejszy od powietrza, o ostrym i nieprzyjemnym zapachu

## Zadanie 15. (9.2)

Uczeń przeprowadził doświadczenie, które opisał następująco:

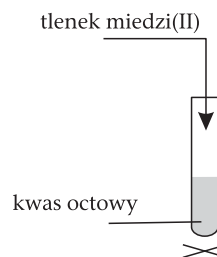
„Do probówki zawierającej 2 cm<sup>3</sup> wody dodałem powoli taką samą objętość denaturatu (wodnego roztworu etanolu). Następnie na probówce zaznaczyłem poziom powstałej mieszaniny. Zatkałem probówkę korkiem i energicznie wymieszałem.”

Uzupełnij zdania, dotyczące przeprowadzonego przez ucznia doświadczenia.

- Po wymieszaniu zawartości probówki okazało się, że mieszanina ma **A / B** objętość od początkowej.
- Obserwowane zjawisko nazywane jest **C / D**.
  - większą
  - mniejszą
  - denaturacją
  - kontrakcją objętości

### Informacja do zadań 16 i 17.

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione za pomocą schematu:



## Zadanie 16. (9.5)

Oceń, czy poniższe zdania mogą stanowić wnioski z przeprowadzonego doświadczenia, zaznaczając T – tak lub N – nie.

1. Jednym z produktów reakcji zachodzącej w probówce jest metanian miedzi(II).	T	N
2. Reakcja jest egzoenergetyczna.	T	N

## Zadanie 17. (9.5)

Uzupełnij równanie reakcji, wskazując wzory substratów i jednego z produktów.



A. $2\text{CH}_3\text{COOH}$	+	D. $\text{CuO}_2$	$\longrightarrow$	G. $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$	+ $\text{H}_2\text{O}$
B. $2\text{HCOOH}$		E. $\text{CuO}$		H. $\text{HCOOCu}_2$	
C. $\text{CH}_3\text{COOH}$		F. $\text{Cu}_2\text{O}$		I. $\text{CH}_3\text{COOCu}$	

**Zadanie 18. (6.8)**

W próbówce zawierającej wodny roztwór alkoholu etylowego zanurzono papierek uniwersalny.

Uzupełnij zdania dotyczące przeprowadzonego doświadczenia, wybierając odpowiedzi A–I.

- Papierek uniwersalny po zanurzeniu w roztworze alkoholu etylowego ma barwę A / B / C, co świadczy o D / E / F odczynie tego roztworu.
- pH wodnego roztworu alkoholu etylowego ma wartość G / H / I.  
 A) czerwoną      B) żółtą      C) zieloną  
 D) zasadowym    E) obojętnym    F) kwasowym  
 G) równą 7      H) mniejszą od 7    I) większą od 7

**Zadanie 19. (II i III)**

Butelka z alkoholem etylowym znajdująca się w laboratorium oznaczona jest następującym piktogramem.



Oznacza to, że alkohol etylowy jest substancją:

- utleniającą
- łatwopalną
- wybuchową
- podtrzymującą spalanie

**Informacja do zadań 20 i 21.**

W trzech nieoznakowanych próbkach znajdowały się następujące kwasy karboksylowe: octowy, stearynowy, oleinowy.

Wyniki badania właściwości fizycznych i chemicznych zapisano w formie tabeli:

	Stan skupienia	Rozpuszczalność w wodzie	Reakcja z roztworem manganianu(VII) potasu
Kwas nr 1	Stały	Nierozpuszczalny w wodzie	Brak objawów reakcji
Kwas nr 2	Ciekły	Rozpuszczalny w wodzie	Brak objawów reakcji
Kwas nr 3	Ciekły	Nierozpuszczalny w wodzie	Nastąpiło odbarwienie roztworu $\text{KMnO}_4$

**Zadanie 20. (8.8)**

Wybierz z kolumny pierwszej i trzeciej odpowiednie fragmenty zdań, tak aby powstało zdanie prawdziwe.

Odbarwienie roztworu $\text{KMnO}_4$ przez kwas nr 3 świadczy	A. o nasyconym charakterze tego kwasu,	co oznacza, że w jego cząsteczce	C. występują jedynie wiązania pojedyncze między atomami węgla.
	B. o nienasyconym charakterze tego kwasu,		D. występuje przynajmniej jedno wiązanie podwójne lub potrójne między atomami węgla.

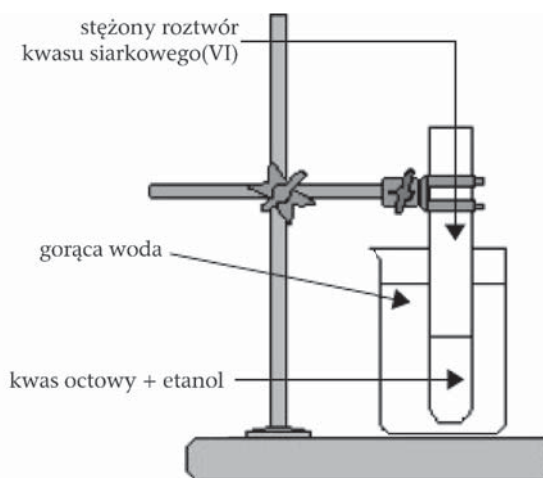
**Zadanie 21. (9.5, 9.9)**

Zidentyfikuj kwasy oznaczone numerami 1–3.

	Kwas nr 1	Kwas nr 2	Kwas nr 3
A.	Kwas stearynowy	Kwas oleinowy	Kwas octowy
B.	Kwas oleinowy	Kwas octowy	Kwas stearynowy
C.	Kwas stearynowy	Kwas octowy	Kwas oleinowy
D.	Kwas oleinowy	Kwas stearynowy	Kwas octowy

**Informacja do zadań 22 i 23.**

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na rysunku:



**Zadanie 22. (9.6)**

Oceń, czy poniższe zdania mogą stanowić obserwacje z przeprowadzonego doświadczenia, zaznaczając T – tak lub N – nie.

1. Zawartość próbki przybrała przyjemny, owocowy zapach.	T	N
2. Produktem tej reakcji jest metanian etylu.	T	N

**Zadanie 23. (III)**

Dlaczego do podgrzania zawartości próbki nie użyto palnika?

- A. Ze względu na łatwopalność substancji użytych w doświadczeniu.
- B. Ze względu na reakcję substancji występujących w gazie palnika z produktem reakcji.
- C. Ze względu na konieczność równomiernego ogrzania probówki.
- D. Ze względu na zbyt wysoką temperaturę płomienia palnika.

**Zadanie 24. (9.10)**

W dwóch probówkach znajdują się: roztopiony smalec i oliwa.

**Spośród podanych odczynników wybierz ten, który pozwoli rozróżnić zawartości probówek.**

- A) woda bromowa
- B) jodyna
- C) wodorotlenek miedzi(II)
- D) kwas azotowy(V)

**Zadanie 25. (9.13)**

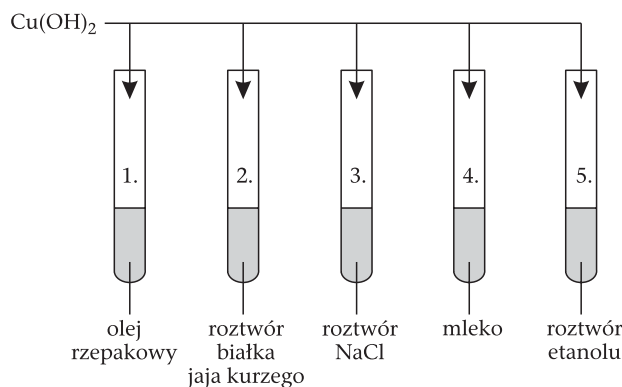
**Przy każdym zdaniu wybierz literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub F – jeżeli jest fałszywe.**

1. Wszystkie sole powodują denaturację białka.	P	F
2. Etanol powoduje denaturację białka.	P	F
3. Denaturacja to proces nieodwracalnego ścinania się białka.	P	F
4. Odwracalną denaturację nazywamy wysalaniem białka.	P	F

**Zadanie 26. (9.13)**

Reakcję biuretową wykorzystuje się do wykrywania białek. Na badaną próbkę działa się świeżo strąconym wodorotlenkiem miedzi(II). Pojawiające się fioletowe zabarwienie świadczy o obecności białka w badanej próbce.

Przeprowadzono doświadczenia pokazane na rysunku:



**Wybierz zestaw probówek, których zawartość zmieni barwę na fioletową.**

- A) 1, 2, 3, 4, 5
- B) 1, 2
- C) 3, 4, 5
- D) 2, 4

**Zadanie 27. (9.13)**

Chcąc zbadać wpływ różnych soli na białko jaja kurzego, uczeń przygotował gorące roztwory: chlorku sodu oraz chlorku żelaza(III), a następnie dodał do każdego roztworu białka.

**Wybierz z kolumny drugiej i czwartej odpowiednie fragmenty zdań, tak aby powstało zdanie prawdziwe, dotyczące przeprowadzonego przez ucznia doświadczenia.**

Na podstawie doświadczenia	A. można porównać wpływ różnych soli na roztwór białka jaja kurzego,	ponieważ	C. warunki doświadczenia były takie same dla wszystkich roztworów soli.
	B. nie można porównać wpływu różnych soli na roztwór białka jaja kurzego,		D. wszystkie roztwory były gorące, co spowodowało denaturację białka.

**Zadanie 28. (9.13)**

Na lekcji chemii nauczyciel naniósł niewielkie ilości stężonego kwasu azotowego(V) na:

- I. pióro ptaka
- II. obcięte paznokcie
- III. odżywkę dla osób ćwiczących na siłowni

W każdym przypadku uczniowie zanotowali tę samą obserwację i wniosek.

**Uzupełnij poniższe zdania, tak aby były prawdziwe.**

- 1. Pod wpływem stężonego kwasu azotowego(V) nastąpiła zmiana zabarwienia próbki na kolor **A / B**.
- 2. Przeprowadzona reakcja służy do wykrywania **C / D**.
- 3. Reakcję tę nazywamy **E / F**.  
 A) malinowy                      B) żółty  
 C) białek                            D) cukrów  
 E) biuretową                        F) ksantoproteinową

**Informacja do zadań 29 i 30.**

Do trzech zlewek zawierających wodny roztwór białka jaja kurzego dodano 3 różne substancje oznaczone: X, Y, Z. We wszystkich zlewkach zaobserwowano ścinanie się białka. Następnie do każdej zlewki dodano wodę. Zaobserwowano, że w zlewkach, do których dodano Y i Z, białko nie rozpuściło się, a w zlewce z X białko rozpuściło się.

**Zadanie 29. (9.13)**

**Uzupełnij zdania, tak aby były prawdziwe.**

- 1. Pod wpływem substancji X nastąpił proces **A / B / C**.
- 2. Pod wpływem substancji Y i Z nastąpił proces **D / E / F**.  
 A) denaturacji                      B) degradacji                      C) koagulacji  
 D) krystalizacji                      E) denaturacji                      F) koagulacji



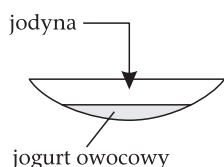
**Zadanie 30. (9.13)**

Substancjami X, Y, Z mogły być związki:

	X	Y	Z
A.	NaCl	NaCl lub H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH
B.	NaCl lub HCl	NaOH lub KOH	CuSO <sub>4</sub>
C.	NaOH	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	NaCl lub H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
D.	NaCl	KOH	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH

**Zadanie 31. (9.17)**

Wykonano doświadczenie przedstawione na rysunku:



Zaobserwowano zmianę barwy na granatową.

Na podstawie doświadczenia można sformułować wniosek, że badany jogurt zawiera:

- A) skrobię      B) glukozę      C) tłuszcze  
D) białko      E) witaminy

**Zadanie 32. (9.13, 9.17)**

Aby doświadczalnie wykazać obecność skrobi w chlebie, należy:

nanieść na chleb kilka kropli stężonego HNO <sub>3</sub>	i oczekiwać zmiany barwy	na granatową.
nanieść na chleb kilka kropli jodiny		na żółtą.

**KLUCZ ODPOWIEDZI I SCHEMAT PUNKTOWANIA**

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
1.	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
2.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
3.	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
4.	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
5.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
6.	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
7.	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
8.	B D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
9.	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
10.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.

**Zadanie 33. (9.3, 9.15, 9.16)**

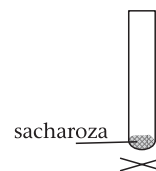
Pewną substancję można scharakteryzować następującym opisem: „jest to ciało stałe, rozpuszczalne w wodzie, o słodkim smaku”.

Opisywaną substancją może być:

- A) glicerol lub etanol  
B) glicerol, glukoza lub sacharoza  
C) glicerol lub sacharoza  
D) etanol lub sacharoza  
E) glukoza lub sacharoza

**Zadanie 34. (9.14, 9.16)**

Wykonano doświadczenie przedstawione schematem:



Zaobserwowano, że zawartość probówki szczerniała, a na ściankach naczynia pojawiły się kropelki bezbarwnej cieczy.

Oceń, czy podane niżej zdania mogą stanowić wnioski z opisanego doświadczenia, wybierając T – tak lub N – nie.

W skład cząsteczki sacharozy wchodzi: węgiel, azot i wodór.	T	N
Sacharoza wrze w wysokiej temperaturze.	T	N

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
11.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
12.	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
13.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
14.	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
15.	B D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
16.	N N	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
17.	A, E, G	1-0	1 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
18.1	B, E	2-0	2 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
18.2	G		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
19.	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
20.	B D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
21.	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
22.	T N	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
23.	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
24.	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
25.1	F	3-0	3 p. za wskazanie 4 prawidłowych odpowiedzi.
25.2	P		2 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
25.3	P		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
25.4	F		0 p. za wskazanie 1 prawidłowej odpowiedzi.
26.	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
27.	B D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
28.1	B	2-0	2 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
28.2	C		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
28.3	F		0 p. za wskazanie 1 prawidłowej odpowiedzi.
29.	C, E	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
30.	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
31.	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
32.	B C	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
33.	E	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
34.	N N	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.

**KARTA ODPOWIEDZI**

Numer pytania	Odpowiedzi				Numer pytania	Odpowiedzi					
1.	A	B	C	D	20.	AC	AD	BC	BD		
2.	A	B	C	D	21.	A	B	C	D		
3.	A	B	C	D	22.	TT	TN	NT	NN		
4.	A	B	C	D	23.	A	B	C	D		
5.	A	B	C	D	24.	A	B	C	D		
6.	A	B	C	D	25.1.	P		F			
7.	A	B	C	D	25.2.	P		F			
8.	AC	AD	BC	BD	25.3.	P		F			
9.	A	B	C	D	25.4.	P		F			
10.	A	B	C	D	26.	A	B	C	D		
11.	A	B	C	D	27.	AC	AD	BC	BD		
12.	A	B	C	D	28.	A	B	C	D	E	F
13.	A	B	C	D	29.	A	B	C	D	E	F
14.	A	B	C	D	30.	A	B	C	D		
15.	A	B	C	D	31.	A	B	C	D	E	
16.	TT	TN	NT	NN	32.	AC	AD	BC	BD		
17.	A	B	C	D	E	F	G	H	I		
18.	A	B	C	D	E	F	G	H	I		
19.	A	B	C	D	33.	A	B	C	D	E	
					34.	TT	TN	NT	NN		

mgr Zbigniew Gawron  
 ZSO nr 10, Gimnazjum nr 3 w Gliwicach  
 mgr inż. Michał Kwiatkowski  
 ZSO nr 10, Gimnazjum nr 3 w Gliwicach  
 mgr inż. Ewa Trybalska  
 ZSO nr 3, doradca metodyczny ds. chemii

# Chemia w budownictwie

## – propozycja powtórzenia przed maturą, część 1

Jolanta WNOROWSKA

**B**udownictwo jest jedną z dziedzin działalności człowieka, która ulega prężnemu rozwojowi i wymaga zastosowania coraz to nowszych materiałów i technologii. Ogólnie materiały budowlane można podzielić na materiały pochodzenia nieorganicznego i organicznego. Nieorganiczne to przede wszystkim kamienie, metale i ich stopy, natomiast organiczne to drewno, wyroby bitumiczne i tworzywa sztuczne. Chciałabym przedstawić kilka przykładowych zadań przeznaczonych dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych, które mogą być przydatne jako powtórzenie przed egzaminem maturalnym, a jednocześnie przybliżą zagadnienia chemii budowlanej.

### Zadanie 1.

Do wytwarzania gipsu budowlanego stosuje się kamień gipsowy lub produkty odpadowe przemysłu chemicznego. Podczas tworzenia 1 mola półhydratu gipsu z anhydrytu zostaje oddane do otoczenia 10,93 kJ energii na sposób ciepła. Podczas dalszej hydratacji 1 mola  $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$  wydziela się 19,30 kJ ciepła. Jaki jest efekt energetyczny całkowitego odwodnienia gipsu? Czy jest to proces endo- czy egzoenergetyczny?

### Zadanie 2.

Na podstawie standardowych wartości entropii substancji obliczyć zmianę entropii układu dla reakcji rozpuszczania wapna palonego w wodzie.



Kryształy anhydrytu

Wzór związku	CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
$S^0$ [J·K <sup>-1</sup> ·mol <sup>-1</sup> ]	39,79	83,39	69,91

### Zadanie 3.

Szkló jest materiałem nieorganicznym powstałym wskutek stopienia, a następnie ochłodzenia (bez krystalizacji) mieszaniny piasku kwarcowego (>70%) i innych tlenków metali.

Cechy, które w przypadku szkła są najbardziej cenne to: gładka powierzchnia, przezroczystość, przepuszczalność promieni słonecznych, mała przepuszczalność ciepła, małe przewodnictwo elektryczne, odporność

Tabela 1.

Skład chemiczny niektórych rodzajów szkła (% masowe)

Rodzaj szkła	SiO <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MgO	CaO	BaO	Na <sub>2</sub> O	K <sub>2</sub> O	PbO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Kwarcowe (krzemionkowe)	99,9	–	–	–	–	–	–	–	–
Sodowo-wapniowe (okienne)	72,5	1,5	3,5	9,0	–	13,5	–	–	–
Sodowo-wapniowe (na opakowania)	71,0	1,3	1,2	9,3	1,5	15,7	–	–	–
Sodowo-wapniowe (gospodarcze)	74,1	0,4	–	7,9	–	17,4	–	–	–
Ołowiowe (kryształowe)	58,0	0,3	–	–	–	2,7	14,5	24,5	–
Borowo-krzemowe neutralne (na opakowania farmaceutyczne)	72,0	6,7	–	1,3	2,1	7,8	–	–	9,3
Borowo-krzemowe (optyczne)	69,6	–	–	–	2,6	8,5	8,5	–	10,0



na zarysowania i działanie szkodliwych warunków atmosferycznych. Główną wadą szkła natomiast jest jego kruchość oraz uleganie korozji pod wpływem działania fluorowodoru, stężonego roztworu zasady sodowej, a także chlorowodoru i kwasu fosforowego(V). Dzięki swoim cechom szkło znajduje zastosowanie praktycznie we wszystkich dziedzinach życia.

- a) Zapisz równania reakcji z głównym składnikiem szkła w wyniku działania:
- I) kwasem fluorowodorowym,
  - II) stężoną zasadą sodową.
- b) Analiza chemiczna szkła nieznanego pochodzenia wykazała, że badana próbka zawierała tylko trzy składniki: 13% tlenku sodu, 11,7% tlenku wapnia i 75,3% dwutlenku krzemu. Na tej podstawie ustal wzór tlenkowy próbki szkła.
- c) \* Za jakie cechy szkła odpowiedzialne są następujące składniki: SiO<sub>2</sub>, PbO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?

#### Zadanie 4\*.

W kitach, zaprawach i farbách odpornych na suche środowisko kwaśne stosuje się szkło wodne sodowe lub potasowe, które pełni rolę spoiwa. Proces wiązania tego spoiwa polega na reakcji szkła wodnego (Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>) z dwutlenkiem węgla zawartym w powietrzu. Powstaje wówczas żel kwasu ortokrzemowego (tetraoksokrzemowego) i węglan sodu. Proces ten można przyspieszyć poprzez wprowadzenie do układu reakcyjnego fluatu (heksafluorokrzemianu sodu), co prowadzi do utworzenia kwasu metakrzemowego (trioksokrzemowego) i fluorku sodu.

Zapisz równania reakcji przebiegających podczas procesu wiązania tego spoiwa dla obu przedstawionych wyżej przypadków.

#### Zadanie 5.

Metale i ich stopy mają duże znaczenie w budownictwie. Ze względu na ich wytrzymałość na rozciąganie i plastyczność są znakomitym materiałem konstrukcyjnym. Ważną cechą metali jest możliwość trwałego łączenia ich na gorąco podczas spawania, zgrzewania bądź lutowania. Wiele metali na powietrzu tworzy ochronną warstwę pasywną przed korozją.

- a) Zapisz równanie reakcji chemicznej przedstawiające powstawanie zielonej patyny [węglanu hydroksomiedzi(II)] na powierzchni miedzi pod wpływem warunków atmosferycznych (wilgotne powietrze, zawierające m.in. dwutlenek węgla). Wskaż utleniacz i reduktor.
- b) Dopasuj nazwę stopu (lewa kolumna) do jego głównych składników (prawa kolumna):

I. mosiądz	A. żelazo, węgiel
II. brąz	B. miedź, cyna
III. stal	C. miedź, cynk

- c) 25 g stali spalono w tlenie otrzymując 9 dm<sup>3</sup> dwutlenku węgla (warunki normalne). Ile procent węgla zawierała stal?
- d) Zaprojektuj doświadczenie potwierdzające, że mosiądz zawiera metaliczną miedź. Przedstaw schematyczny rysunek, zapisz obserwacje, równanie reakcji i sformułuj wnioski.

#### Odpowiedzi do zadań:

##### Zadanie 1.

$$\Delta H = 30,23 \text{ kJ}; \text{ proces endoenergetyczny}$$

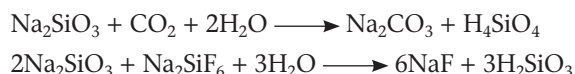
##### Zadanie 2.

$$\Delta S = -26,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

##### Zadanie 3.

- a)  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \longrightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) Na<sub>2</sub>O·CaO·6SiO<sub>2</sub>
- c) SiO<sub>2</sub> – odpowiedzialny za lepkość szkła,  
 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – trwałość szkła,  
 PbO – gęstość szkła.

##### Zadanie 4.



##### Zadanie 5.

- a)  $2\text{Cu} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow [\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{CO}_3$ ;  
 utleniacz: O<sub>2</sub>; reduktor: Cu
- b) I – C; II – B; III – A
- c) 19,3%
- d) Do próbki zawierającej stop miedzi i cynku dodajemy rozcieńczonego kwasu azotowego(V).  
 Obserwacje: Wydziela się bezbarwny gaz, stop rozтворя się, niebieska barwa roztworu.  
 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \longrightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Zn} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$   
 możliwe także wydzielenie tlenku azotu(II)  
 Wniosek: Barwa roztworu świadczy o obecności jonów miedzi(II), czyli stop zawierał metaliczną miedź.

dr Jolanta Wnorowska

Instytut Chemii, Uniwersytet Przyrodniczo-Humanistyczny w Siedlcach

#### Literatura:

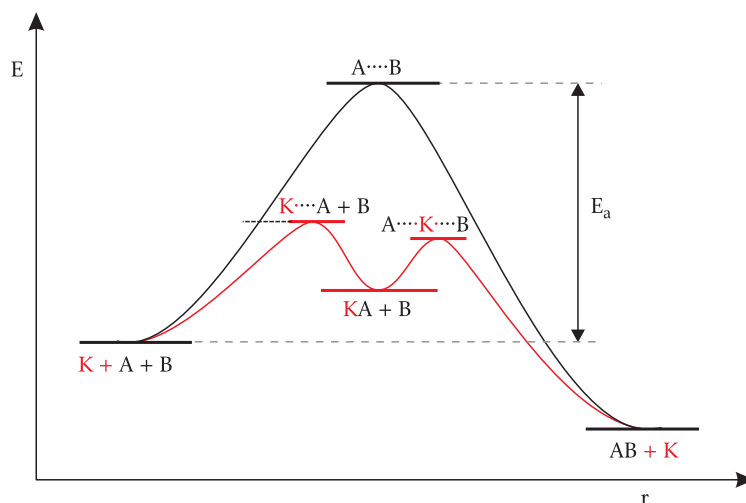
- [1] Czarniecki L., Broniewski T., Henning O., *Chemia w budownictwie*, Arkady, Warszawa 2010
- [2] Dobrzański L.A., *Podstawy nauki o materiałach i materiałoznawstwo*, WNT, Warszawa 2002
- [3] Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 1997

# Kataliza w praktyce szkolnej

Krzysztof ORLIŃSKI

**P**roblematyka związana z katalizą oraz katalizatorami traktowana jest przez szkolne programy „po macoszemu”, zupełnie nieadekwatnie do znaczenia tej tematyki we współczesnym świecie. Większość przemysłowych procesów chemicznych realizuje się dzięki użyciu katalizatorów, są one także stosowane jako dopalacze spalin w układach wydechowych samochodów. Podstawa programowa wymienia katalizatory tylko w dwóch zagadnieniach przewidzianych dla zakresu rozszerzonego nauczania chemii na IV etapie edukacyjnym (wpływ na szybkość reakcji oraz chlorowanie i bromowanie węglowodorów aromatycznych), w jednym zaś posługuje się tym pojęciem nie wprost (rola stężonego  $H_2SO_4$  podczas estryfikacji). Oczywiście i w kilku innych przypadkach konieczne będzie zaznaczenie roli katalizatorów, np. przy omawianiu odwodnienia alkoholi, hydrolizy kwasowej estrów, procesów przeróbki destylatów ropy naftowej (kraking i reforming) [1].

Niniejszy artykuł zawiera propozycje doświadczeń ilustrujących działanie katalizatorów. Warunki przeprowadzenia eksperymentów dostosowane są do realiów przeciętnej polskiej szkoły i nie wymagają trudnych do zdobycia i kosztownych odczynników. Przedstawię również krótki zarys teorii dotyczącej katalizy oraz postaram się zwrócić uwagę na kilka pułapek pojęciowych czyhających podczas omawiania tej tematyki.



Rys. 1. Wykres zmian energii reagentów podczas reakcji katalizowanej i niekatalizowanej.  $E$  – energia układu,  $r$  – współrzędna reakcji,  $E_a$  – energia aktywacji reakcji niekatalizowanej

## Teoria katalizy w skrócie a) działanie katalizatorów

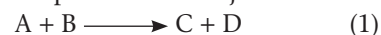
Nazwę **katalizator** (z gr. *katalysis* = rozłożenie) wprowadził w roku 1835 szwedzki chemik Jöns Jacob Berzelius (1779–1848).

Szybkość reakcji chemicznej zależy od częstości zderzeń cząsteczek substratów, ich energii oraz tego, czy są wobec siebie odpowiednio zorientowane. Pierwszy warunek jest oczywisty – im częściej molekuły kontaktują się ze sobą, tym większe prawdopodobieństwo, że wejdą w reakcję. Potrzebna jest także energia, aby pokonać barierę energetyczną pomiędzy nimi – minimalna wymagana nosi nazwę energii aktywacji. Im zatem większa jest energia cząsteczek, tym szybciej biegnie reakcja (w praktyce najczęściej dostarcza się jej ogrzewając reagenty). Warunek właściwej orientacji reagujących molekuł wynika z faktu, że w reakcję wchodzi zazwyczaj tylko określone fragmen-

ty struktury cząsteczek substratów. Każda substancja, która zwiększy częstość zderzeń, obniży energię aktywacji i odpowiednio ustawi wobec siebie cząsteczki reagentów, w konsekwencji przyspieszy przebieg reakcji.

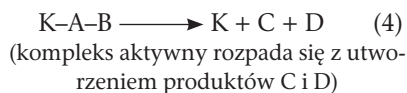
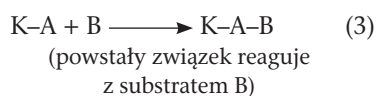
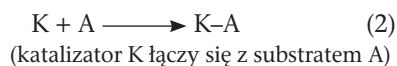
Zwiększenie częstości zderzeń uzyskuje się poprzez zwiększenie stężenia reagentów, ale niektóre katalizatory, zwane heterogenicznymi, gromadząc na swej powierzchni cząsteczki substratów, również zwiększają prawdopodobieństwo ich kontaktu (a ponadto właściwie ustawiają je wobec partnera reakcji). Wpływ katalizatorów na energię aktywacji przedstawia rysunek zmian energii wiązań chemicznych podczas reakcji substratów A i B, prowadzącej do powstania produktów C i D (rys. 1).

Bezpośrednia reakcja:



zachodzi poprzez stadium pośrednie A–B, zwane *kompleksem aktywnym*

(elektrony odpowiedzialne za wiązania nie znajdują się już w stanach takich, jak w izolowanych cząsteczkach A i B, ale jeszcze nie w takim stanie jak w produktach C i D). Jego utworzenie wymaga dostarczenia pewnej energii aktywacji  $E_a$  (różnicy pomiędzy energią substratów a energią stadium pośredniego). Reakcja z udziałem katalizatora przebiega przez dwa stadia pośrednie (K–A i K–A–B) o znacznie mniejszych barierach energetycznych:



Można to porównać do pokonania powoli wysokiego wzgórza lub jego obejścia łatwiejszą do pokonania drogą, wiodącą przez niewielkie tylko pagórki. Z praktyki wiemy, że drugi sposób wymaga mniejszego wysiłku niż pierwszy. Dodanie stronami równań (2), (3) i (4) prowadzi w konsekwencji do sumarycznego równania, w którym katalizator nie występuje, identycznie jak w przypadku bezpośredniej reakcji (1).

### b) rodzaje katalizy

Podział zależy od tego, czy katalizator znajduje się w tym samym stanie skupienia co reagenty (**kataliza homogeniczna**), czy też nie (**kataliza heterogeniczna**). W pierwszym przypadku, dla reakcji między gazami, katalizator – także w fazie gazowej – przyspiesza reakcję; analogicznie, dla reakcji biegnącej w roztworze ciekłym katalizator jest jednym z rozpuszczonych składników roztworu. Przykładem zastosowania tego rodzaju katalizy jest pierwsza przemysłowa metoda produkcji kwasu siarkowego(VI), w której tlenki azotu utleniały dwutlenek siarki do trójtlenku (proces zachodził zarówno w fazie gazowej,

jak i w ciekłej), a same regenerowały się przy udziale tlenu z powietrza. Przypadek drugi – katalizator znajdujący się w innej fazie niż reagenty – jest najczęściej stosowanym w praktyce przemysłowej.

Katalizatory stałe noszą nazwę **kontaktów**. Mogą występować samodzielnie (np. siatka platynowa jako katalizator spalania) lub znajdować się na odpowiednim podłożu – nośniku. Ma on za zadanie rozwinięcie powierzchni katalizatora – przyspieszane reakcje zachodzą bowiem tylko na niej, a ponadto jedynie w niektórych jej miejscach (**centrach aktywnych**).

Często stosowanym dodatkiem są również **aktywatory** powodujące zwiększenie sprawności katalizatora. Przykładem kontaktu jest  $V_2O_5$  (naniesiony na syntetycznych glinokrzemianach, aktywowany tlenkami sodu i potasu) używany we współczesnej metodzie produkcji  $H_2SO_4$ . Niekiedy katalizatory stałe stosuje się w dużym rozdrobnieniu i miesza z substratami ciekłymi lub gazowymi, a po reakcji oddziela od mieszaniny (np. pył glinokrzemianów katalizujący kraking węglowodorów w rafineriach). Mówimy wtedy, że katalizator znajduje się w fazie fluidalnej.

Szczególnym rodzajem katalizy jest **autokataliza**, podczas której katalitycznie działa jeden z produktów przemiany. Reakcje autokatalityczne zwiększają swoją szybkość w miarę postępu przemiany (oczywiście dopóki istnieje wystarczające stężenie substratu).

Katalizatory, zwłaszcza kontaktowe, ulegają jednak „zatruciu”, czyli tracą aktywność pod wpływem niektórych substancji trwale się z nimi wiążących. Powodem jest zablokowanie centrum aktywnego.

### Nieścisłości pojęciowe dotyczące katalizatorów

W obiegowej wiedzy o katalizatorach, jak również w nauce szkolnej, występują dwa stwierdzenia, które nie są prawdziwe.

*„Katalizator to substancja przyspieszająca przebieg reakcji, ale nie biorąca w niej udziału”.*

Krótkie zastanowienie się nad tą „wiedzą” o mechanizmie działania katalizatorów pozwoli dowieść jej absurdalności. Jeżeli katalizator nie bierze udziału w reakcji, w ogóle nie ma potrzeby go stosować. Albo równie dobrze byłoby użyć dowolnej substancji. Liczne przykłady jednak wskazują, że katalizatorem dla danej reakcji najczęściej może być tylko ściśle określona substancja, bez której przemiana zachodzi z trudem lub praktycznie wcale.

Katalizator bierze udział w przemianie i jest to udział aktywny. W końcowym etapie procesu zostaje zregenerowany i stąd też pochodzi przekonanie o tym, że nie bierze udziału w reakcji. Teoretycznie można go zatem odzyskać z mieszaniny poreakcyjnej i użyć ponownie, ale w przemyśle zwykle nie opłaca się tego robić i taniej jest nabyć nowe katalizatory. Często podczas procesu zmianie ulega postać katalizatora (np. pył zbija się w granulki) i nie ma on już początkowej aktywności. Oczywiście katalizatory z drogich metali szlachetnych odzyskiwane są w całości.

*„Katalizatory dzielą się na dodatnie i ujemne – inhibitory”.*

Inhibitory to substancje opóźniające zachodzenie reakcji, które jednak nie są katalizatorami. Najważniejszą cechą odróżniającą je od „prawdziwych” katalizatorów jest fakt, że nie ulegają regeneracji. W sposób trwały łączą się z substratami i w ten sposób zwalniają lub uniemożliwiają przemianę. W obiegowych opiniach inhibitor zwiększa energię aktywacji procesu. Jednak w tym przypadku łatwiejsze byłoby zajście reakcji bezpośredniej pomiędzy substratami i taka reakcja przebiegałaby tak samo szybko, jak bez dodatku spowalniacza. Przykłady inhibitorów to konserwanty dodawane do żywności i opóźniające procesy rozkładu substancji organicznych czy też lotne inhibitory



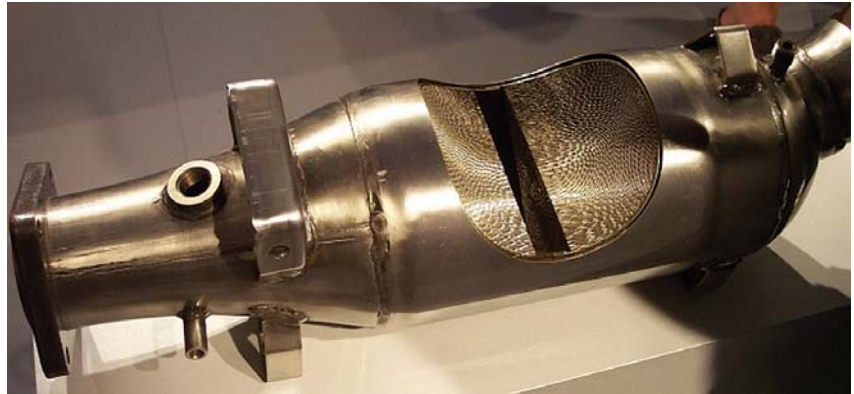
korozji stosowane w celu zabezpieczenia przedmiotów stalowych.

Inhibitor jest za to przeciwieństwem inicjatora reakcji (również mylonego z katalizatorem). Inicjator to substancja zapoczątkowująca przemiany, która jednak ulega zużyciu podczas procesu. Przykładem inicjatora jest nadtlenek benzoilu, stosowany podczas otrzymywania tworzyw sztucznych. Rozpada się on na rodniki, które, łącząc się z substratem reakcji, aktywują molekuły i zapoczątkowują tworzenie długich łańcuchów polimeru. Inicjator reakcji można porównać do podpałki służącej do rozniecenia ognia.

### Katalizatory wokół nas

Na podstawie szkolnego kursu chemii uczniowie mogą odnieść wrażenie, że katalizatory to domena jedynie laboratoriów i przemysłu chemicznego. Nie jest to prawdą, katalizatory trafiły już „pod strzechy”, a ściślej – pod podwozia aut. Katalizatory samochodowe (to popularne określenie, techniczna nazwa takiego urządzenia to reaktor lub konwerter katalityczny) montowane są w układzie wydechowym (fot. 1, 2). Ich zadaniem jest zmniejszenie ilości szkodliwych związków obecnych w spalinach. Umożliwiają spalanie tlenku węgla(II) i resztek paliwa do  $\text{CO}_2$  i  $\text{H}_2\text{O}$ , a niektóre typy katalizatorów także redukcję tlenków azotu do  $\text{N}_2$ . W ich skład wchodzi metale szlachetne: platyna, pallad, rod. Jednak do pracy tych urządzeń niezbędne jest stosowanie benzyny bezołowiowej – ołów, składnik zwykłej etyliny, to trucizna katalizatorów.

Innym przykładem są katalityczne ogrzewacze do rąk. Działają na zasadzie utleniania par benzyny na kontakcie platynowym. Do pojemnika wlewamy specjalnie oczyszczoną benzynę (ze względu na produkty spalania – inne rodzaje paliwa mogą działać toksycznie i zanieczyszczać katalizator), podpalamy siatkę z katalizatorem i po chwili



Fot. 1. Katalizator samochodowy wraz ze szczegółami budowy wewnętrznej



Fot. 2. Budowa wewnętrzna katalizatora samochodowego



Fot. 3. Grzałka katalityczna

gasimy płomień. Od tego momentu spalanie przebiega bezpłomienowo, a temperatura grzałki dochodzi do  $60^\circ\text{C}$ . Ogrzewacz może pracować dość długo, ponieważ zużywa tylko kilka  $\text{cm}^3$  paliwa na godzinę (fot. 3).

Z tematyką motoryzacyjną związany jest „news” co jakiś czas elektryzujący czytelników popularnej prasy i portali internetowych (pytają o niego także uczniowie). Tą rewelacją jest katalizator, który potrafi rozłożyć wodę w temperaturze pokojowej. Potem wystarczy tylko użyć mieszanki wodoru i tlenu w silniku spalinowym i już mamy „samochód na wodę”. Tego typu projekty nie mają jednak racji bytu. Katalizator przyspieszy tylko taką reakcję,

która może zajść w danej temperaturze. Nie jest natomiast w stanie spowodować, aby przebiegł proces niemożliwy. Ponieważ woda w temperaturze pokojowej jest związkiem stabilnym, żaden katalizator nie rozłoży jej w tych warunkach na pierwiastki. Do tego potrzeba temperatur rzędu 3000°C lub elektryczności, ale wtedy zużyjemy więcej energii

niż otrzymamy jej w wyniku spalania powstałego wodoru.

### Doświadczenia ilustrujące działanie katalizatorów

Oprócz „nieśmiertelnego” rozkładu wody utlenionej pod wpływem dwutlenku manganu istnieje wiele innych eksperymentów

z udziałem katalizatorów. Przedstawione poniżej próby proszę potraktować jako propozycje i ewentualnie dokonać w nich zmian, biorąc pod uwagę wyposażenie pracowni. Niektóre z doświadczeń mają tę zaletę, że stosunkowo łatwo zidentyfikować pośrednie produkty przemian i podać przypuszczalny mechanizm przebiegającej reakcji.

#### Doświadczenie 1. Katalizacyjne spalanie cukru

Cukier wcale nie tak łatwo zapalić (mimo że dla organizmów żywych jest substancją energetyczną). Do wykonania próby potrzebny będzie cukier w kostkach. Należy również przygotować szerokie naczynie z wodą. Kostkę ujmujemy szczypcami i wprowadzamy do płomienia palnika. Cukier topi się i przybiera brązową barwę (częściowo rozkład sacharozy). Co prawda pojawia się płomień, ale po wyjęciu z palnika kostka natychmiast gaśnie. Można wyczuć charakterystyczny zapach karmelu. Ciemną pozostałość zanurzamy w wodzie, uważając, aby krople stopionego cukru nie upadły na dłoń.



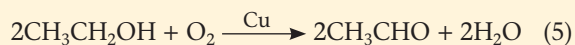
Płonący cukier posypywany popiołem roślinnym

Powtórzmy próbę, tym razem posypując kostkę cukru popiołem roślinnym (ze spalania papierosa lub drewna). Po wprowadzeniu do płomienia cukier zapala się, a po wyjęciu płonie dalej. W tym przypadku również skapują krople stopionej sacharozy, dlatego trzymamy próbkę nad naczyniem z wodą. Do niedawna uważano, że katalizatorem reakcji są tlenki i nadtlenki metali alkalicznych obecne w spalonym materiale roślinnym (służącym dawniej do otrzymywania potażu – mieszaniny węgla i wodorotlenku potasu). Jednak również inne substancje powodują zapłon cukru, np. ziemia z doniczki lub nawet kurz z podłogi. Ponieważ trudno się spodziewać obecności tlenków metali alkalicznych w ziemi lub kurzu, przebieg eksperymentu nie ma jednoznacznego wytłumaczenia. Warto więc zwrócić uwagę uczniów na fakt, że chemia kryje jeszcze wiele tajemnic [2].

Powtórzmy próbę, tym razem posypując kostkę cukru popiołem roślinnym (ze spalania papierosa lub drewna). Po wprowadzeniu do płomienia cukier zapala się, a po wyjęciu płonie dalej. W tym przypadku również skapują krople stopionej sacharozy, dlatego trzymamy próbkę nad naczyniem z wodą. Do niedawna uważano, że katalizatorem reakcji są tlenki i nadtlenki metali alkalicznych obecne w spalonym materiale roślinnym (służącym dawniej do otrzymywania potażu – mieszaniny węgla i wodorotlenku potasu). Jednak również inne substancje powodują zapłon cukru, np. ziemia z doniczki lub nawet kurz z podłogi. Ponieważ trudno się spodziewać obecności tlenków metali alkalicznych w ziemi lub kurzu, przebieg eksperymentu nie ma jednoznacznego wytłumaczenia. Warto więc zwrócić uwagę uczniów na fakt, że chemia kryje jeszcze wiele tajemnic [2].

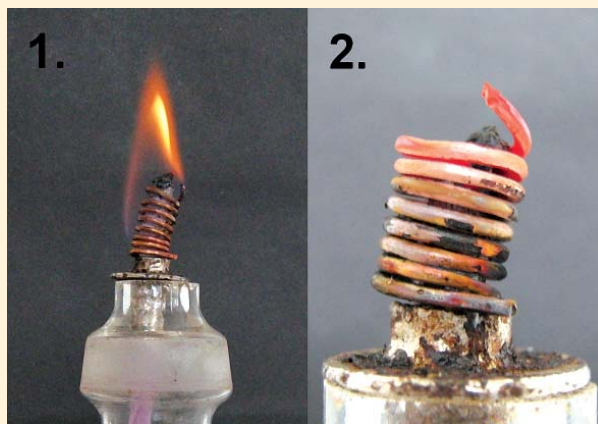
#### Doświadczenie 2. Utlenianie etanolu na kontakcie miedzianym

Eksperyment wymaga jedynie palnika spirytusowego napełnionego denaturatem oraz miedzianego drutu. Fragment metalu oczyścimy z powierzchniowych nalotów i zwiijamy w spiralę. Jej średnica musi być dopasowana do grubości knota palnika tak, aby swobodnie się na nim mieściła, ale równocześnie nie była zbyt luźna. Po zapaleniu ognia zakładamy szczypcami spiralę na knot i pozwalamy się jej rozgrzać. Gasimy płomień nakładając na moment szklany kołpak, po czym szybko go zdejmujemy. Po chwili można dostrzec dalsze żarzenie się spirali. Efekt jest spowodowany przebiegającą na powierzchni miedzi reakcją utleniania etanolu do aldehydu octowego:



Reakcji ulegają pary etanolu. Proces jest silnie egzotermiczny i dostarcza niezbędnej do zajścia reakcji energii. Nadwyżka wydzielonego ciepła rozżarza miedzianą spiralę, umożliwia odparowanie reagenta i podtrzymanie temperatury katalizatora. Wstępne ogrzanie kontaktu zapoczątkowuje reakcję, która w niskiej temperaturze praktycznie nie miałaby szans zajścia.

Opisy innych reakcji przebiegających na kontaktach Czytelniczy znajdują w pozycjach [2] oraz [3].



Na knot płonącego palnika spirytusowego nakładamy miedzianą spiralę (1), która – po zgaszeniu płomienia – żarzy się dalej (2)



### Doświadczenie 3.

#### Utlenianie acetonu na kontakcie miedzianym, czyli „prawdziwy” kolor miedzi

Reakcję utleniania na kontakcie miedzianym można wykorzystać do pokazania prawdziwego koloru miedzi [4]. Wbrew obiegowym przekonaniom (przecież każdy wie, że jest on po prostu miedziany) miedź ma kolor... różowy! Podczas wykonywania próby należy zachować dużą ostrożność w posługiwaniu się łatwopalnym odczynnikiem, a doświadczenie wykonać pod włączonym wyciągiem.

Starannie oczyścimy powierzchnię cienkiej blaszki miedzianej. Aceton wlewamy do małej kolby stożkowej w takiej ilości, aby na dnie utworzyła się około centymetrowej grubości warstwa. Naczynie umieszczamy w ciepłym miejscu (reagują pary acetonu, a ponieważ związek wrze w temperaturze 56°C, nie musimy długo czekać, aby wypełniły kolbę). Blaszkę mocujemy do szklanej bagietki tak, aby koniec meta-

lu znalazł się w odległości kilku milimetrów od warstwy acetonu. Następnie rozgrzewamy metal do czerwoności w płomieniu palnika (naczynie z acetonem musi znajdować się w odległości co najmniej metra od otwartego ognia!), po czym umieszczamy blaszkę w kolbie. Podczas przenoszenia kawałek metalu zmienia kolor na czarny (pokrywa się warstwą CuO), ale w naczyniu szybko zmienia barwę. Powierzchnia miedzi naprawdę staje się różowa, a po chwili obserwujemy ponowne rozgrzanie blaszki. Gdy wykonamy doświadczenie w zaciemnionym pomieszczeniu – metal zacznie świecić.

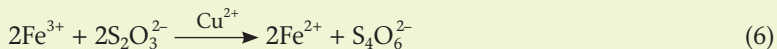
Prawdziwy kolor miedzi nie jest zatem taki, jakim go widzimy. Miedzianą barwę metal zawdzięcza warstwie Cu<sub>2</sub>O pokrywającej powierzchnię.

### Doświadczenie 4.

#### Redukcja jonów żelaza(III) pod wpływem tiosiarczanu sodu

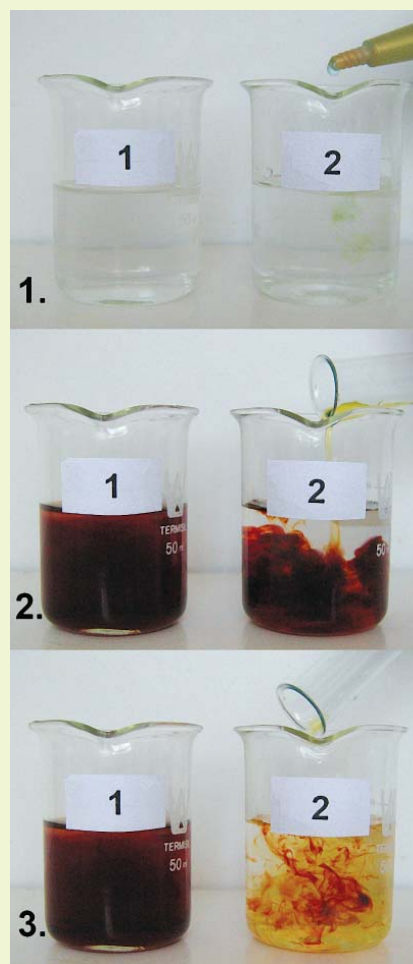
Do wykonania próby potrzebne są: chlorek żelaza(III) FeCl<sub>3</sub>, tiosiarczan sodu Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, rodanek (tiocyjanian) potasu KSCN lub amonu NH<sub>4</sub>SCN oraz siarczan(VI) miedzi(II) CuSO<sub>4</sub> w postaci kilkuprocentowych roztworów soli. Do dwóch niewielkich zlewek wlewamy po 10 cm<sup>3</sup> roztworu Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> i 1 cm<sup>3</sup> roztworu KSCN oraz wodę do objętości 50 cm<sup>3</sup>. Do jednego z naczyń wprowadzamy kilka kropli roztworu CuSO<sub>4</sub>. Po dodaniu do każdej ze zlewek po 5 cm<sup>3</sup> roztworu FeCl<sub>3</sub> mieszamy zawartości naczyń.

Roztwory w obu zlewkach początkowo przyjmują czerwone zabarwienie spowodowane utworzeniem rodankowych kompleksów jonów żelaza(III). W naczyniu z dodatkiem roztworu CuSO<sub>4</sub> mieszanina wkrótce się odbarwia. W drugiej zlewce również znika czerwony kolor, ale czas reakcji jest znacznie dłuższy. Ponieważ skład roztworów różni się tylko dodatkiem CuSO<sub>4</sub> w jednym z nich, wnioskujemy, że ten właśnie związek jest katalizatorem reakcji (dokładniej – jony Cu<sup>2+</sup>):



Przebieg procesu możemy śledzić obserwując odbarwianie się roztworu (jony Fe<sup>2+</sup> nie tworzą czerwonego kompleksu z rodankami). Powyższy zapis równania reakcji potwierdza również analiza potencjałów standardowych odpowiednich układów (Fe<sup>3+</sup> | Fe<sup>2+</sup> = 0,771 V; S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> | S<sub>4</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup> = 0,081 V) [5]. Katalityczne działania wykazują także jony Ag<sup>+</sup>, w reakcji można zatem użyć również roztworu AgNO<sub>3</sub>.

Zlewki zawierają roztwór tiosiarczanu sodu oraz rodanku potasu. Do jednej z nich wprowadzamy kilka kropli roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) (1). Po dodaniu do zlewek roztworu chlorku żelaza(III) zawartości naczyń zmieniają barwę na krwistoczerwoną (2). W zlewce z dodatkiem soli miedzi roztwór szybko się odbarwia (3)

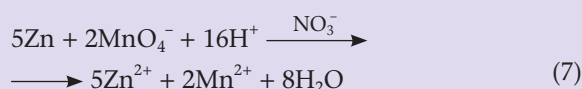




### Doświadczenie 5.

#### Roztwarzanie cynku w obecności manganianu(VII) potasu

Sporządzamy 10% roztwory kwasu siarkowego(VI)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  i manganianu(VII) potasu  $\text{KMnO}_4$ . Do dwóch zlewek nalewamy po  $30\text{ cm}^3$  roztworu kwasu, a do jednej z nich dodatkowo wsypanymy ok. 0,2 g azotanu(V) potasu  $\text{KNO}_3$ . Następnie do obu naczyń wlewamy po  $5\text{ cm}^3$  roztworu  $\text{KMnO}_4$  i wrzucamy po granulce metalicznego cynku. W naczyniu z dodatkiem  $\text{KNO}_3$  roztwór szybko się odbarwia (1–2 minuty). W drugiej zlewce fioletowe zabarwienie również zanika, ale proces trwa znacznie dłużej – około 30 minut. Ponieważ zawartości obu naczyń różnią się tylko dodatkiem  $\text{KNO}_3$  w jednym z nich, wnioskujemy, że ta substancja jest katalizatorem reakcji (ściślej są nimi jony  $\text{NO}_3^-$ ):



W przypadku tej reakcji możemy wraz z uczniami pokusić się o ustalenie jej przypuszczalnego mechanizmu. Tok rozumowania jest następujący:

1. Czysty cynk reaguje z kwasem powoli z powodu znacznego nad napięcia wydzielenia wodoru na jego powierzchni. W wykonanym eksperymencie można zaobserwować jedynie nieliczne pęcherzyki powstającego gazu. Natomiast odbarwienie roztworu manganianu(VII) potasu świadczy o reakcji cynku z utleniaczem.
2. Jony manganianowe(VII) nie reagują z jonami azotanowymi(V) (mangan i azot znajdują się na maksymalnych stopniach utlenienia), natomiast utleniają jony azotanowe(III). Dla udowodnienia tego punktu rozumowania wykonujemy próbę polegającą na wkraplaniu roztworu  $\text{NaNO}_2$  do zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu (uwaga na tlenki azotu, które mogą wydzielać się pod wpływem kwasu!). Szybkie odbarwienie roztworu dowodzi zachodzącej reakcji, a tym samym prawdziwości naszych przypuszczeń.
3. Potencjały standardowe układów obecnych w doświadczeniu są następujące [6]:

Układ	Potencjał standardowy [V]
$\text{Zn}^{2+}   \text{Zn}^0$	- 0,763
$\text{MnO}_4^-   \text{Mn}^{2+}$ (środowisko kwasowe)	+ 1,51
$\text{NO}_3^-   \text{HNO}_2$ (środowisko kwasowe)	+ 0,94

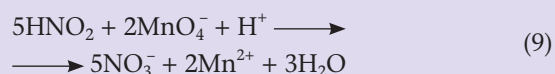
Z porównania potencjałów wynika, że metaliczny cynk może być utleniany zarówno przez jony  $\text{MnO}_4^-$ , jak i  $\text{NO}_3^-$ . Jony nadmanganianowe są też w stanie utlenić powstający  $\text{HNO}_2$ .

4. Proponujemy mechanizm reakcji, opierając się na zaobserwowanym fakcie szybszego odbarwienia roztworu nadmanganianu z dodatkiem  $\text{KNO}_3$ :

a) reakcja metalicznego cynku z jonami  $\text{NO}_3^-$  w środowisku kwasowym:



b) utlenianie kwasu azotowego(III) przez jony manganianowe(VII) w środowisku kwasowym:



c) zregenerowane w reakcji (9) jony azotanowe(V) ponownie biorą udział w reakcji (8). Dodanie stronami obu równań (współczynniki stechiometryczne w (8) mnożymy przez 5) prowadzi w konsekwencji do sumarycznego równania procesu (7). Identyczne jest równanie reakcji przebiegającej bez udziału katalizatora (oczywiście w tym przypadku nad strzałką nie zapiszemy jonów  $\text{NO}_3^-$ ). Analiza tabeli potencjałów w [6] pozwala zaproponować również nieco inny mechanizm reakcji. Jony azotanowe(V) w środowisku kwasowym mogą redukować się także do  $\text{NO}$  (potencjał +0,96 V), nie zmieni to jednak postaci sumarycznego równania procesu.



W zlewkach znajduje się roztwór kwasu siarkowego(VI) wraz z dodatkiem manganianu(VII) potasu, a w zlewce 2. dodatkowo niewielka ilość azotanu(V) potasu. Po wrzuceniu granulek cynku do zlewki, zawartość naczynia z dodatkiem azotanu(V) potasu szybko się odbarwia

### Doświadczenie 6.

#### Rozkład nadtlenu wodoru pod wpływem jonów żelaza(III), czyli katalizator w akcji

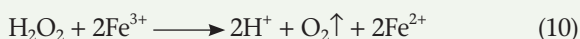
Eksperyment pozwoli zobaczyć katalizator podczas pracy, a nie sam efekt jego działania. Do wykonania próby potrzebny jest 10% roztwór nadtlenu wodoru  $\text{H}_2\text{O}_2$  (perhydrol rozcieńczony wodą w stosunku 1:2; reakcja zachodzi również z wodą utlenioną, ale efekt jest słabo widoczny) oraz 10% roztwór chlorku żelaza(III)  $\text{FeCl}_3$ . Do jednej zlewki wlewamy  $30 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{H}_2\text{O}_2$ , a do drugiej (która będzie układem porównawczym) taką samą objętość wody. Do obu zlewek dodajemy teraz po  $2 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{FeCl}_3$ . Zawartość w zlewce kontrolnej przybiera żółte zabarwienie. Natomiast w naczyniu z roztworem  $\text{H}_2\text{O}_2$  barwa zmienia się na brunatną, intensywnie wydziela się gaz, a roztwór silnie rozgrzewa. Koniec reakcji zwiastuje ustanie wydzielania gazu i zmiana koloru cieczy na żółty, identyczny jak w układzie porównawczym.

Proste sole żelaza(III) w roztworze wodnym mają żółtawe zabarwienie pochodzące od uwodnionych jonów  $\text{Fe}^{3+}$ , stąd taki właśnie kolor cieczy w zlewce z wodą. Ponowna analiza tablicy potencjałów standardowych [6] pozwoli zaproponować przypuszczalny mechanizm procesu.

Układ	Potencjał standardowy [V]
$\text{Fe}^{3+}   \text{Fe}^{2+}$	+ 0,771
$\text{O}_2   \text{H}_2\text{O}_2$	+ 0,682
$\text{O}_2   \text{H}_2\text{O}$ (środowisko kwasowe)	+ 1,229

Z porównania potencjałów wynika, że jony  $\text{Fe}^{3+}$  mogą utlenić tlen w nadtlenu wodoru do tlenu cząsteczkowego, ten zaś w środowisku kwasowym (hydroлиза  $\text{FeCl}_3$ ) jest w stanie utlenić jony  $\text{Fe}^{2+}$  ponownie do związku żelaza(III). Przebieg reakcji jest zatem następujący:

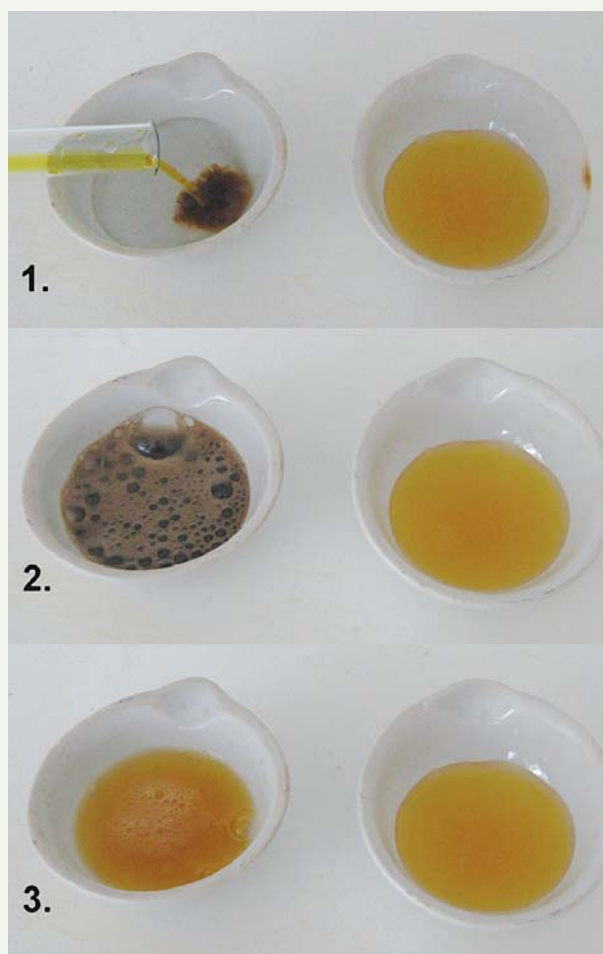
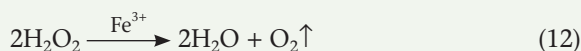
1. W reakcji z chlorkiem żelaza(III) nadtlenek wodoru ulega utlenieniu przez jony  $\text{Fe}^{3+}$ , redukujące się przy tym do połączeń żelaza dwuwartościowego (obserwacja: brunatne zabarwienie zawartości zlewki oraz wydzielający się intensywnie gaz, który możemy zidentyfikować za pomocą żarzącego się łuczywa):



2. W kolejnym etapie reakcja zachodzi pomiędzy produktami przemiany (10) – wolnym tlenem i jonami żelaza(II):



3. Zregenerowane jony żelaza(III) ponownie biorą udział w reakcji (10). Proces kończy się wraz z wyczerpaniem całej ilości nadtlenu wodoru, co jest sygnalizowane powrotem żółtej barwy zawartości zlewki. Dodanie stronami równań obu procesów (współczynniki stechiometryczne w zapisie pierwszego etapu należy pomnożyć przez 2) prowadzi w efekcie do sumarycznego równania rozkładu  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Nie występują w nim żadne jony żelaza, ale dla zaznaczenia roli, jaką pełnią w przemianie, wpisujemy je nad strzałką:



W parowniczkę po lewej znajduje się roztwór nadtlenu wodoru, a po prawej – woda. Po dodaniu do obu naczyń roztworu chlorku żelaza(III) zawartość parowniczeki z wodą zabarwia się na żółty kolor, a z roztworem nadtlenu wodoru – na brunatny (1). W naczyniu po lewej zachodzi burzliwa reakcja rozkładu (2), a po jej zakończeniu zawartości obu parowniczek mają tę samą barwę (3)

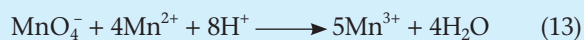
### Doświadczenie 7.

#### Autokatalityczne utlenianie szczawianów za pomocą manganianu(VII) potasu

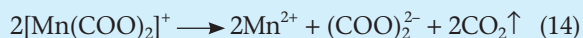
Do pokazu potrzebne są kilkuprocentowe roztwory kwasu szczawowego (COOH)<sub>2</sub>, manganianu(VII) potasu KMnO<sub>4</sub>, siarczanu(VI) manganu(II) MnSO<sub>4</sub> oraz stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Do dwóch kolb wlewamy po 10 cm<sup>3</sup> roztworu kwasu szczawowego i dodajemy po 1 cm<sup>3</sup> stężonego roztworu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a do jednego z naczyń dodatkowo 5 cm<sup>3</sup> roztworu MnSO<sub>4</sub>. Objętości roztworów w kolbach uzupełniamy wodą tak, aby były równe i wynosiły 50 cm<sup>3</sup>. Teraz do każdej z kolb dodajemy po kropli roztwór manganianu(VII) potasu i mieszamy zawartości naczyń. W kolbie z dodatkiem soli manganu(II) różowa barwa zanika natychmiast, w drugiej – bez dodatku – utrzymuje się przez dłuższy czas. Gdy roztwory w obu kolbach staną się bezbarwne, ponownie dodajemy roztwór KMnO<sub>4</sub>. Zjawisko powtarza się: barwa błyskawicznie zanika w naczyniu z dodatkiem MnSO<sub>4</sub>, w drugim – ciecz przez dłuższy czas pozostaje różowa. Jednak każda następna porcja roztworu KMnO<sub>4</sub> odbarwia się coraz szybciej. Reakcja kończy się, gdy kolejna objętość titranta (wykonujemy miareczkowanie, choć bez mianowania używanych roztworów i mierzenia objętości roztworu KMnO<sub>4</sub>) trwale zabarwi zawartość kolby (została utleniona cała ilość użytego kwasu szczawowego).

Rosnąca szybkość reakcji (sygnalizowana coraz krótszymi czasami odbarwiania roztworu) sugeruje autokatalityczny mechanizm procesu. Jest on następujący [6]:

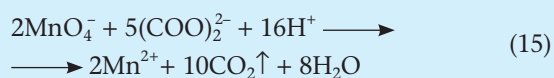
1. Jony manganianowe(VII) reagują z jonami manganu(II):



2. Wytworzone jony Mn<sup>3+</sup> łączą się w kompleksy z jonami szczawianowymi, koordynując od jednego do trzech anionów (COO)<sub>2</sub><sup>2-</sup>. W obrębie takiego połączenia jon manganu(III) ma łatwiejszy dostęp do szczawianu i utlenia go do dwutlenku węgla (równanie dla najprostszego kompleksu z przyłączonym tylko jednym anionem szczawianowym):



3. Jony Mn<sup>2+</sup> ponownie biorą udział w przemianie (13). Sumaryczne równanie reakcji utleniania szczawianów za pomocą jonów nadmanganianowych w środowisku kwasowym jest następujące:



Początkowo reakcja pomiędzy manganianem(VII) a szczawianami ma bardzo wolny przebieg. Powodem jest niewielka ilość jonów Mn<sup>2+</sup>, które powstają w wyniku rozkładu KMnO<sub>4</sub>, np. pod wpływem zanieczyszczeń substancjami organicznymi. W miarę wytwarzania działających katalitycznie jonów Mn<sup>2+</sup> proces ulega przyspieszeniu. Dodatek soli manganu(II) powoduje, że przemiana od początku zachodzi z dużą szybkością. Podczas manganometrycznego oznaczania substancji stosuje się dodatek MnSO<sub>4</sub> w celu przyspieszenia procedury analitycznej. Katalityczne działanie jonów manganu(II) stwierdzimy również, miareczkując roztworem nadmanganianu potasu próbkę wody utlenionej zakwaszoną H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. I w tym przypadku pierwsze porcje KMnO<sub>4</sub> odbarwiają się wolno, dodatek MnSO<sub>4</sub> powoduje natomiast, że reakcja od początku biegnie szybko.

Opisane eksperymenty oczywiście nie wyczerpują możliwości zastosowania katalizatorów w praktyce szkolnej. Podręczniki szkolne, a także zasoby globalnej sieci przyniosą nauczycielowi wiele inspiracji do dalszych doświadczeń. Katalizatory są zbyt ważnym po-

jęciem w chemii i zbyt wiele znaczą we współczesnym świecie, aby ich rolę omówić „na sucho”, bez wykonania pokazów.

mgr Krzysztof Orliński  
Zespół Szkół Ponadgimnazjalnych nr 3 w Końskich

#### Literatura:

- [1] Załącznik nr 4. do Rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej z dnia 23 grudnia 2008r. w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego oraz kształcenia ogólnego w poszczególnych typach szkół (Dz.U. z 2009 r. nr 4; poz. 17)
- [2] Pluciński T., *Doświadczenia chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa, 1997, s. 215
- [3] Roesky H.W, Möckel K., *Niezwykły świat chemii*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa, 1998, s. 77–78, 223–224.
- [4] Szostek B., *Prawdziwy kolor miedzi*, Kurier Chemiczny nr 6 (12), 1992
- [5] Dobkowska Z., Pazdro K.M., *Szkolny poradnik chemiczny*, WSiP, Warszawa, 1986
- [6] Orlik M., *Dlaczego jony Mn<sup>2+</sup> autokatalitycznie przyspieszają utlenianie szczawianów nadmanganianem?*, „Chemia w Szkole” 5/1992





# Świat przyrody

Od 1 września br. w szkołach ponadgimnazjalnych zacznie obowiązywać nowy, zupełnie nietypowy przedmiot o nazwie PRZYRODA. W podstawie programowej określono przynależne mu 24 wątki tematyczne, z których każdy składa się z 4 wątków przedmiotowych: fizycznego, chemicznego, biologicznego i geograficznego.

Nauczyciel i jego uczniowie w ciągu dwóch lat mają obowiązek opracować na lekcjach przyrody tylko 16 tematów z proponowanych 96 (24 × 4).

Rzetelne opracowanie jednego tematu – z uwzględnieniem funkcji, które powinien spełniać podręcznik, a także wymienionych w podstawie programowej wymagań ogólnych i szczegółowych – mieści się średnio na około 20 stronach. Podręcznik wydawnictwa ZamKor to około 2500 stron. Wydawanie tak obszernego materiału w formie drukowanej mija się z celem.

Dlatego podręcznik zostanie udostępniony w formie eBooka. Każdy uczeń wykorzysta tylko jego wybraną, niewielką część.



Przyroda jest przedmiotem uzupełniającym, przeznaczonym dla uczniów, którzy świadomie zrezygnowali z nauki przedmiotów przyrodniczych, stąd bardzo istotnym problemem jest zmotywowanie ich do pracy.

Proponujemy, by uczeń samodzielnie wybrał temat, który go autentycznie interesuje i który zostanie przez niego poszerzony o dowolnie wybrany obszar (literatura, historia, socjologia, teatr, architektura, sport itp.).

Uczniowie o podobnych zainteresowaniach powinni się łączyć w kilkusobowe zespoły, dzięki czemu omówienie tematu będzie szersze i gruntowniejsze, a efekty pracy uczniów zostaną zaprezentowane w bardziej zróżnicowanych formach.

Zdyscyplinowaniu uczniów pod względem terminowości i dokumentacji pracy służy, prowadzący ucznia krok po kroku, *Dziennik projektowy*, w który zostaną zaopatrzeni.

Proponujemy pracę najnowocześniejszą i najwyżej cenioną na świecie **metodą projektów**. Nauczyciel pełni w niej funkcję doradcy i inspiratora. Nie jest nadmiernie obciążony, pod warunkiem że dysponuje odpowiednimi materiałami pomocniczymi.

Dla nauczycieli pracujących z podręcznikiem ZamKoru przygotowaliśmy *Niezbędnik nauczyciela przyrody* oraz *E-poradnik* zawierający program nauczania, rozkład materiału, gotowe szablony (do edycji) do oceniania oraz niezwykle rozbudowane propozycje projektów wraz z bibliografią, którymi nauczyciel może inspirować swoich uczniów.

**ZamKor – nie zostawiamy nauczycieli samym sobie w trudnych sytuacjach!**

# Przyroda z Nową Erą –

## komfort nauczania nowego przedmiotu

Od września 2013 roku, w wyniku wprowadzenia nowej podstawy programowej do szkół ponadgimnazjalnych, zacznie obowiązywać nowy przedmiot – przyroda. Jego nauczanie, ze względu na uzupełniający oraz interdyscyplinarny charakter, będzie wymagało nowoczesnych rozwiązań edukacyjnych. Ułatwią one zainteresowanie uczniów przedmiotem oraz zapewnią spójność materiałów dydaktycznych znajdujących się w dyspozycji kilku nauczycieli jednego przedmiotu. Jak nauczyciele mają poradzić sobie z tym przedmiotem? Gdzie szukać odpowiedzi na nurtujące ich pytania?

### Przyroda – nowy przedmiot?

Przyroda to przedmiot uzupełniający, adresowany do tych uczniów, którzy nie wybrali żadnego z przedmiotów przyrodniczych (biologii, geografii, fizyki, chemii) do realizacji w zakresie rozszerzonym. Uczniowie ci zakończą naukę poszczególnych przedmiotów przyrodniczych po klasie I szkoły ponadgimnazjalnej. Jednak w klasach II i III będą mieli jeden wspólny przedmiot *Przyrodę*. Dzięki temu będą mogli skupić się na nauce przedmiotów humanistycznych, które wybrali w zakresie rozszerzonym.

### Jakie treści obejmuje przedmiot przyroda?

Przyroda to przedmiot zawierający syntezę wiedzy z zakresu nauk przyrodniczych. Obejmuje zagadnienia z biologii, geografii, fizyki i chemii.

### Kto będzie uczył przyrody?

Nowa podstawa programowa określa jedynie, w jakich przypadkach przedmiot ten ma być realizowany oraz zakres treści, które będzie obejmował. W praktyce przyroda zapewne będzie nauczana przez kilku współpracujących ze sobą nauczycieli przedmiotów przyrodniczych. Istotne jest, że aby nauczać przyrody nauczyciele nie potrzebują dodatkowych kwalifikacji.

G I M N A Z J U M	Klasa I	Klasa II	Klasa III
	<b>Przedmioty obowiązkowe (zakres podstawowy lub rozszerzony)</b> język polski, matematyka, języki obce nowożytnie		
	<b>Przedmioty dodatkowe (obowiązkowe w zakresie podstawowym)</b> Biologia Chemia Geografia Fizyka Historia Wiedza o społeczeństwie Informatyka	<b>Przedmioty dodatkowe (zakres rozszerzony)</b> 2 do 4 przedmiotów do wyboru	<b>Przedmioty uzupełniające</b> <b>Przyroda</b> Historia i społeczeństwo Zajęcia artystyczne Ekonomia w praktyce
	<b>Przedmioty nauczane tylko w zakresie podstawowym</b> Wiedza o kulturze Edukacja dla bezpieczeństwa Podstawy przedsiębiorczości	<b>Przedmioty nauczane tylko w zakresie rozszerzonym</b> Historia sztuki Historia muzyki Język łańdzki Kultura antyczna Filozofia	

Nowy model kształcenia w szkołach ponadgimnazjalnych

### Czy każdy nauczyciel przedmiotów przyrodniczych będzie realizował zagadnienia z przyrody?

Niekoniecznie. Dobór nauczycieli prowadzących zajęcia z przyrody będzie uzależniony od decyzji dyrekcji.

### W jaki sposób kształtuje się siatka godzinowa przedmiotu przyroda?

Ramowy plan nauczania proponowany przez Ministerstwo Edukacji Narodowej przewiduje na realizację zagadnień z przyrody 120 godzin. Jeden temat z tabeli programowej jest przewidziany do realizacji na jednej lub dwóch godzinach lekcyjnych.

### Czy ocena z przyrody znajdzie się na świadectwie?

Tak. Przyroda jest przedmiotem uzupełniającym, ale obowiązkowym dla wybranych grup uczniów, co oznacza, że przedmiot ten będzie oceniany tak samo jak pozostałe. Ocena roczna z przyrody będzie więc miała wpływ na średnią ocen i promocję ucznia do następnej klasy.

### Czy uczniowie będą mogli zdawać przyrodę na maturze?

Nie. Przyroda nie może być wybierana jako przedmiot zdawany na maturze.

### W jaki sposób przedmiot ten powinien być realizowany przez nauczyciela?

Podstawa programowa prezentuje 24 przykładowe tematy zajęć zgrupowane w czterech przedmiotach. Nauczyciele mogą swobodnie wybierać tematy, które chcą realizować na lekcjach. Mogą dobrać tematy najbliższe swoim przedmiotom, ale również takie, które według ich opinii najbardziej zainteresują uczniów.

## O czym powinien pamiętać nauczyciel, przygotowując się do nauczania przyrody?

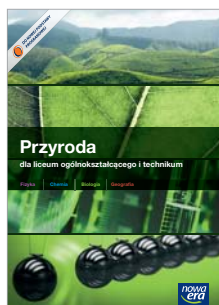
Nowa Era zdiagnozowała kluczowe wyzwania, którym będzie musiał sprostać nauczyciel oraz przygotowała gotowe rozwiązania zapewniające komfort pracy.

Kluczowe wyzwania	Rozwiązanie problemu
Zainteresowanie przedmiotem uczniów, którzy nie wiążą przyszłości z przedmiotami przyrodniczymi.	Atrakcyjny podręcznik <i>Przyroda</i> przygotowany w wersji tradycyjnej oraz elektronicznej na komputer i urządzenia mobilne (np. smartphone, tablet).  Multibox – multimedialne zasoby do każdej lekcji: filmy, doświadczenia, pokazy slajdów, symulacje, interaktywne ćwiczenia, które pomogą pobudzić wyobraźnię uczniów i skupić ich uwagę.
Przedmiot uzupełniający, niematuralny – uczniowie bagatelizują aktywne uczestnictwo w lekcji, co skutkuje brakiem zeszytów przedmiotowych i słabszymi wynikami podczas weryfikowania stanu wiedzy uczniów.	2 zeszyty z kartami pracy Biologia – Geografia oraz Chemia – Fizyka z miejscem na notatki z lekcji.
Szeroki wachlarz wątków tematycznych z różnych dziedzin, które należy realizować w sposób dostosowany do poziomu wiedzy uczniów o zainteresowaniach humanistycznych.	Multibox – bogaty zestaw e-obudowy dydaktycznej przygotowanej w formie edytowalnej, umożliwiającej dostosowanie materiałów do potrzeb nauczyciela. Pozwala na realizowanie zajęć na bazie wątków tematycznych lub przedmiotowych.
Praca metodą projektów edukacyjnych, które umożliwiają łączenie wiedzy z różnych dziedzin oraz poznanie metody naukowej wykorzystywanej w naukach przyrodniczych.	Portal edukacyjny <i>Projekt z klasą</i> zapewnia nauczycielom kompleksowe wsparcie w przygotowaniu oraz prowadzeniu projektów edukacyjnych. <a href="http://www.projektzklasa.pl">www.projektzklasa.pl</a>

## Rozwiązania Nowej Ery

### Seria *Przyroda*

to kompleksowy i spójny pakiet materiałów dydaktycznych, który pozwoli nauczycielom w ciekawy i komfortowy sposób zaprezentować wiedzę z różnych dziedzin, omówić metody naukowe wykorzystywane w naukach przyrodniczych, pokazać bogactwo otaczającego nas świata oraz rozbudzić indywidualne zainteresowania uczniów. Każdy nauczyciel, który wybierze serię *Przyroda* Nowej Ery, otrzyma bezpłatny pakiet złożony z publikacji:



#### Przyroda

Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum

- podział tematów na 4 bloki przedmiotowe: biologia, chemia, fizyka i geografia
- 2 formy: drukowana i elektroniczna



#### Karty pracy ucznia

Biologia – Geografia  
Chemia – Fizyka

Dziesiątki poleceń i praktycznych zadań do każdego bloku przedmiotowego w formie kart pracy, z miejscem na notatki, sprawią, że publikacje zastąpią zeszyty przedmiotowe.



#### Multibox

Nowoczesne narzędzie dla nauczyciela, które wyróżniają multimedialne zasoby edukacyjne do każdego tematu. Dodatkowo zawiera: kompletną obudowę dydaktyczną, notatki z lekcji oraz interaktywne ćwiczenia w formie edytowalnej.

**Dowiedz się więcej:** [www.nowaera.pl](http://www.nowaera.pl)



# Rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnych

Poziom kształcenia: liceum ogólnokształcące, zakres rozszerzony

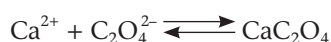
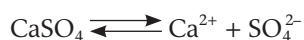
Kamil KAZNOWSKI

**A**rkusze maturalny wyposażony jest w tablice, których nieodłącznym elementem jest tabela rozpuszczalności ważniejszych elektrolitów. Z legendy dowiedzieć się możemy, że substancje takie jak, np. AgCl czy CaCO<sub>3</sub> są nierozpuszczalne (N – substancja nierozpuszczalna). Chemików nie trzeba zapewne przekonywać, że wśród elektrolitów trudno doszukiwać się substancji nierozpuszczalnych. Mogą być praktycznie nierozpuszczalne, ale nawet w takich sytuacjach niemal każdy osad pozostaje w równowadze z jakąś niewielką ilością jonów powstałych w wyniku znikomego rozpuszczenia się elektrolitu. Warto byłoby zadbać o to, aby uczniowie również zostali o tym przekonani.

Dobłą okazją ku temu jest ponowne spotkanie uczniów z pojęciem rozpuszczalności po wcześniej wprowadzonym stężeniu roztworów nasyconych przy okazji poznawania sposobów wyrażania stężeń roztworów (już na etapie gimnazjum). **Iloczyn rozpuszczalności** oraz **rozpuszczalność molowa** substancji trudno rozpuszczalnych to dwa nowe pojęcia dla uczniów, które wprowadzane są w klasach realizujących rozszerzony zakres na-

uczania chemii i dotyczą substancji, których rozpuszczalność w wodzie jest ograniczona. Zaczynamy jednak od **doświadczenia 1**.

Zapisujemy reakcje, które przebiegły w trakcie doświadczenia:



W roztworach trudno rozpuszczalnych substancji ustala się stan równowagi chemicznej (tutaj omówiony na przykładzie soli wybranej do eksperymentu 1):



Wyrażenie na stałą równowagi przyjmuje wówczas postać uzasadnioną odpowiednimi założeniami z zakresu termodynamiki chemicznej, zgodnie z którymi nie pojawia się w tej stałej stężenie czystej fazy skondensowanej, czyli CaSO<sub>4</sub>. Ściśle rzecz biorąc, dzieje się tak dlatego, że jej termodynamiczna aktywność jest równa jedności, ale dokładne wyprowadzenie tych zależności przekracza poziom szkolny. Pozostaje więc jedynie podać uczniom postać **iloczynu rozpuszczalności** CaSO<sub>4</sub>:

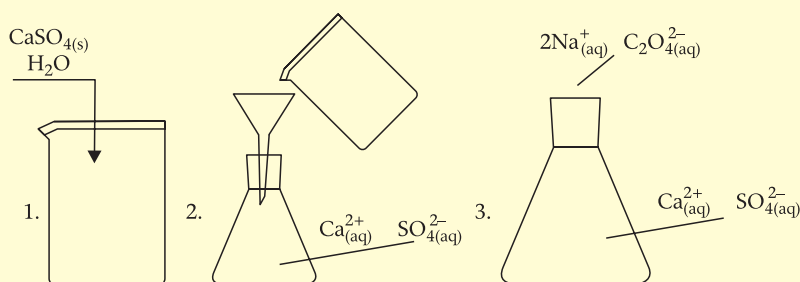
$$K_{s0} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

Dla celów prowadzonej lekcji informujemy, że jego wartość jest stała w danej temperaturze, chociaż powinniśmy zdawać sobie sprawę

## Doświadczenie 1. Zbadanie rozpuszczalności trudno rozpuszczalnego siarczanu(VI) wapnia

Celem doświadczenia jest chęć przekonania uczniów, że to co pozornie nierozpuszczalne, rozpuszcza się w pewnej ilości. Do doświadczenia najlepiej wybrać sól, której rozpuszczalność jest stosunkowo wysoka. W warunkach szkolnych najlepiej sięgnąć po CaSO<sub>4</sub>, którego iloczyn rozpuszczalności wynosi 3,20·10<sup>-5</sup>.

W zlewce przygotowujemy zawiesinę CaSO<sub>4</sub> w wodzie: 1–2 g na 250 cm<sup>3</sup> wody (1). Po dokładnym wymieszaniu zawartości zlewki przystępujemy do odsączenia osadu na sączku bibułowym (2). Aby sprawdzić czy w przesączu znajdują się jony Ca<sup>2+</sup> lub SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> należy wybrać sól, która pozwoli wytrącić jeden z dwóch jonów z otrzymanego klarownego roztworu. Proponuję wybrać szczawian sodu Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, który łatwo pozwoli wytrącić osad szczawianu wapnia (3).



z tego, że – znów ściśle rzecz biorąc – stałą wartość miałby jedynie iloczyn termodynamicznych aktywności tych jonów.

Upraszczamy zatem problem twierdząc, że iloczyn rozpuszczalności (oznaczany również w podręcznikach szkolnych jako  $I_R$ ) jest iloczynem stężeń jonów pozostających w stanie równowagi z osadem elektrolitu. Należy przypomnieć uczniom, że zapisując wyrażenia na  $K_{s0}$  dla substancji trudno rozpuszczalnych (na poziomie szkolnym są to przede wszystkim sole i wodorotlenki) należy, tak jak w przypadku każdej stałej równowagi, uwzględnić w nim wykładniki potęg równe współczynnikom stechiometrycznym jonów pojawiających się w równaniach dysocjacji. Zapisujemy przykłady i podajemy wartości dla  $K_{s0}$ , które łatwo odnaleźć w tablicach chemicznych (tab. 1).

Uczniowie powinni zauważyć oczywistą zależność, że im trudniej rozpuszczalna substancja tym mniej jonów pozostaje w równowadze z osadem. Zatem im słabiej rozpuszczalny elektrolit, tym wartość  $K_{s0}$  w danej temperaturze powinna być mniejsza. Wstępnie można zatem wyciągnąć wniosek, że wartość  $K_{s0}$  może posłużyć jako czynnik pozwalający na porównanie rozpuszczalności różnych elektrolitów o takiej samej stechiometrii dysocjacji jonowej.

Warto zatem w tym miejscu zadać pytanie: ile jonów znajduje się w równowadze z osadem poszczególnych trudno rozpuszczalnych substancji?

Wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności dla soli wykorzystanej do doświadczenia 1 ma postać:  $K_{s0} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$ . Uczniowie, którzy mają już za sobą zagadnienia dotyczące stechiometrii reakcji oraz równowag w roztworach wodnych elektrolitów zauważają, że stężenia jonów  $Ca^{2+}$  oraz  $SO_4^{2-}$  powinny być jednakowe. Zatem stężenie to łatwo wyznaczyć, jeżeli znamy wartość  $K_{s0}$  w danej temperaturze:

$$[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = x, \text{ czyli } K_{s0} = x^2$$



Fot. 1.  $CaSO_4$  to sól wytrącająca się z roztworu w postaci białego osadu

Tabela 1.

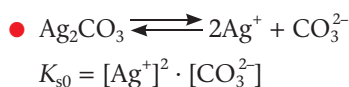
$Ag_2CO_3$	$K_{s0} = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]$	$K_{s0} = 5,01 \cdot 10^{-12}$
$Fe(OH)_2$	$K_{s0} = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2$	$K_{s0} = 7,94 \cdot 10^{-16}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$K_{s0} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$	$K_{s0} = 1,26 \cdot 10^{-29}$

$$x = \sqrt{K_{s0}} = 5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = [Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}]$$

Obliczone w ten sposób stężenia jonów pokrywają się z tzw. **rozpuszczalnością molową elektrolitu** [ $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ], oznaczaną najczęściej jako  $R$  (lub  $S$ ). Zatem dla  $CaSO_4$ :

$$R = 5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}, \text{ a stąd dopiero wynika, że } [Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 5,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}.$$

Jak to jest w przypadku elektrolitów o bardziej skomplikowanej stechiometrii?



Zauważamy jednak, że stężenie jonów  $Ag^+$  powinno być dwukrotnie większe od stężenia jonów  $CO_3^{2-}$ , zatem podstawiamy szukane stężenia wyrażone przez rozpuszczalność molową do wyrażenia na  $K_{s0}$ :

$$K_{s0} = (2R)^2 \cdot R = 4R^3,$$

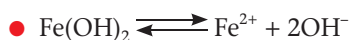
$$\text{stąd } R = \sqrt[3]{\frac{K_{s0}}{4}}$$

$$R = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3},$$

zatem:

$$[Ag^+] = 2R = 2,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[CO_3^{2-}] = R = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_{s0} = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

$$K_{s0} = R \cdot (2R)^2 = 4R^3,$$

$$\text{stąd } R = \sqrt[3]{\frac{K_{s0}}{4}}$$

$$R = 5,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3},$$

zatem:

$$[Fe^{2+}] = R = 5,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[OH^-] = 2R = 1,17 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_{s0} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

$$K_{s0} = (3R)^3 \cdot (2R)^2 = 108R^5,$$

$$\text{stąd } R = \sqrt[5]{\frac{K_{s0}}{108}}$$

$$R = 6,51 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3},$$

zatem:

$$[Ca^{2+}] = 3R = 1,95 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[PO_4^{3-}] = 2R = 1,30 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Obliczenie rozpuszczalności molowej  $R$  pozwala wyznaczyć stężenia jonów pozostających w równowadze z osadem elektrolitu i jest parametrem, który pozwala porównywać rozpuszczalność elektrolitów o różnej stechiometrii dysocjacji.

#### PRZYKŁAD

(egzamin maturalny, maj 2011):

Który wodorotlenek charakteryzuje się większą rozpuszczalnością:  $Sn(OH)_2$ , którego  $K_{s0} = 5,45 \cdot 10^{-27}$  czy  $Sc(OH)_3$ , którego  $K_{s0} = 2,22 \cdot 10^{-31}$ ?

Po obliczeniu rozpuszczalności molowych uzyskujemy:

$$R = 1,11 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \text{ dla } Sn(OH)_2$$

$$R = 9,52 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \text{ dla } Sc(OH)_3$$

Lepszą rozpuszczalność wykazuje zatem wodorotlenek o mniejszej

wartości iloczynu rozpuszczalności. Należy jednak wyraźnie podkreślić, że iloczyn rozpuszczalności jest parametrem, który może zostać wykorzystany do porównania rozpuszczalności elektrolitów o takiej samej stechiometrii dysocjacji lub różniących się znacząco wartościami tych stałych równowagowych.

### Czy zmieszanie roztworów dwóch elektrolitów (o dowolnych stężeniach), mogących utworzyć po połączeniu substancję trudno rozpuszczalną warunkuje wytrącenie jej osadu?

Odpowiedź na to pytanie jest prosta: nie. Aby przekonać o tym uczniów proponuję rozpoczęcie tej części zajęć od przeprowadzenia poniższego eksperymentu (**doświadczenie 2**).

Eksperyment pozwala uczniom dostrzec, że osad wytrąca się z roztworu, kiedy stężenia mieszanych jonów w roztworze są dostatecznie duże. Do tego, jak duże powinny być to stężenia, prowadzi poniższa ilościowa analiza:

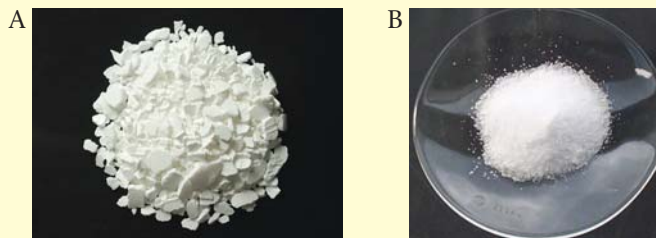
Liczba moli jonów wapnia w erlenmeyerce w trakcie eksperymentu była stała, zatem liczba moli jonów siarczanowych(VI) potrzebnych do pojawienia się zmętnienia w roztworze jest od nich ściśle zależna. Aby wytrącił się osad, iloczyn stężeń jonów tworzących go musi przekroczyć wartość iloczynu rozpuszczalności. Dodawanie kroplami roztworu  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  do roztworu  $\text{CaCl}_2$  zmienia sumaryczną objętość mieszaniny, a więc zmienia również stężenia jonów! Zastosowanie jednak nasyconego roztworu  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  pozwoli zminimalizować błąd naszych obliczeń dla wykonanego eksperymentu, ponieważ ilość dodanych kropeł będzie niewielka. Orientacyjnie można zatem przyjąć, że stężenie jonów siarczanowych(VI) przy którym zacznie wytrącać się osad łatwo obliczyć z wyrażenia na  $K_{s0}$  dla badanej soli:

$$K_{s0} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}],$$

## Doświadczenie 2.

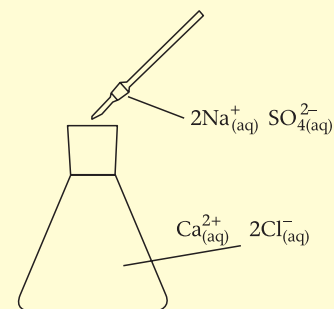
### Wytrącanie osadu siarczanu(VI) wapnia

We wstępie do doświadczenia uczniowie powinni zostać poinformowani, że nie wystarczy zmieszać ze sobą roztwory dwóch elektrolitów, których jony tworzą substancję trudno rozpuszczalną, aby wytrącił się osad. Stężenia zmieszanych jonów powinny być dostatecznie duże, aby osad mógł się wytrącić z roztworu. W szkolnej pracowni trudno jest przygotować roztwory dostatecznie rozcieńczone z dobrą dokładnością o precyzyjnie wyznaczonych stężeniach, z uwagi na częsty brak wagi analitycznej. Można przygotować rozcieńczone roztwory „na oko”, jednak zalecałbym wcześniejsze sprawdzenie eksperymentu, aby uniknąć niepowodzeń.



Fot. 2. Chlorek wapnia (A) i siarczan(VI) sodu (B)

W kolbie Erlenmeyera należy przygotować  $250 \text{ cm}^3$  roztworu chlorku wapnia przez rozpuszczenie  $0,10 \text{ g}$  tej soli w  $250 \text{ g}$  wody destylowanej. Stężenie molowe takiego roztworu wynosi około  $3,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Następnie przygotowujemy niewielką objętość nasyconego wodnego roztworu siarczanu(VI) sodu przez rozpuszczenie około  $2 \text{ g}$  tej soli w  $10 \text{ g}$  wody. Po dokładnym wymieszaniu otrzymanych roztworów wkraplamy przy pomocy pipety roztwór  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  do roztworu  $\text{CaCl}_2$ . Początkowo po kropli (wskazując na brak wytrącającego się osadu), a następnie coraz szybciej, aż do wytrącenia się białego osadu  $\text{CaSO}_4$ .



zatem:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{K_{s0}}{[\text{Ca}^{2+}]} \approx 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Należy wyraźnie podkreślić, że otrzymana wartość jest to minimalne stężenie potrzebne do tego, aby osad wytrącił się z roztworu.

Wykonując eksperyment przy pomocy biurety (zamiast plastikowej pipetki) można wykonać bardziej dokładne obliczenia na podstawie zmierzonej objętości dodawanego titranta do roztworu substancji miareczkowanej.

Dalszą część zajęć proponuję zorganizować tak, aby uczniowie (nim

przystąpią do żmudnych zadań rachunkowych) wykonali w grupach proste eksperymenty polegające na otrzymaniu osadów przykładowych, trudno rozpuszczalnych elektrolitów (**doświadczenie 3**).



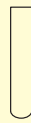

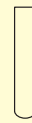
Zobowiązujemy uczniów do wykonania dokładnego opisu doświadczeń do każdego przeprowadzonego eksperymentu (temat doświadczenia, schematyczny rysunek, obserwacje, wnioski w postaci równań reakcji w zapisie cząsteczkowym, jonowym i jonowym skrótowym), uwzględniając zapis wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności  $K_{s0}$



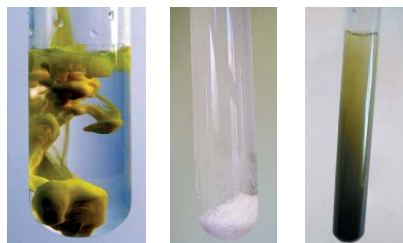
**Doświadczenie 3.**

**Wytrącanie osadów wybranych soli i wodorotlenków**

2–3 osobowe grupy uczniów wyposażamy w niezbędne szkło laboratoryjne (probówki, zlewki, statyw, pipety), wodne roztwory wybranych dobrze rozpuszczalnych soli i wodorotlenków oraz rozcieńczone wodne roztwory kwasów nieorganicznych. Wybór odczynników podyktowany jest możliwościami danej pracowni chemicznej, należy jednak zwrócić szczególną uwagę na te substancje, które uczniowie powinni kojarzyć (np. kolorystycznie) ze względu na wymogi egzaminu maturalnego, np.

$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}_{(\text{aq})}$ $\text{KI}_{(\text{aq})}$ 	$\text{AgNO}_3_{(\text{aq})}$ $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 	$\text{FeSO}_4_{(\text{aq})}$ $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ 	$\text{CoCl}_2_{(\text{aq})}$ $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ 	$\text{CuSO}_4_{(\text{aq})}$ $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ 
--	--	---	---	---

wytrącającego się osadu oraz wyrażenie na rozpuszczalność molową  $R$  tego osadu (bez jakichkolwiek obliczeń). Samodzielne wykonanie tych prostych eksperymentów zwiększy szansę uczniów na łatwiejsze przyswojenie kolorystyki ważniejszych osadów badanych elektrolitów.



osad  $\text{PbI}_2$     osad  $\text{AgCl}$     osad  $\text{Fe}(\text{OH})_2$



osad  $\text{Co}(\text{OH})_2$     osad  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Inne typowe przykłady trudno rozpuszczalnych soli i wodorotlenków, które można zaproponować uczniom do otrzymania w ramach własnych eksperymentów zestawione są w tabeli 2.

Kolejne zajęcia opieramy na aspekcie ilościowym iloczynu roz-

puszczalności. Poniżej zostały przedstawione propozycje zadań, które dotyczą najbardziej typowych sytuacji: rachunkowe sprawdzenie, czy zmieszanie roztworów umożliwi wytrącenieżądanego osadu; obliczanie minimalnych stężeń jonów, których znacznie wytrącać się osad, obliczenia dotyczące pH wodnych roztworów substancji trudno rozpuszczalnych.

**PROPOZYCJA ZADAŃ RACHUNKOWYCH**

**Zadanie 1.**

W tablicach chemicznych można odnaleźć wartości iloczynów rozpuszczalności trudno rozpuszczal-

nych soli i wodorotlenków podanych jako  $pK_{s0}$ . Wartości  $pK_{s0}$  zdefiniowane są jako:  $pK_{s0} = -\log K_{s0}$ , zatem  $K_{s0}$  można również łatwo policzyć z  $pK_{s0}$ .

Uszereguj podane elektrolity od najlepiej do najslabiej rozpuszczalnego w wodzie, zapisz równania ilustrujące równowagi w roztworach tych elektrolitów oraz przedstaw wyrażenia na ich iloczyny rozpuszczalności: siarczek srebra ( $pK_{s0} = 49$ ), fluorek wapnia ( $pK_{s0} = 11$ ), fosforan(V) bizmutu ( $pK_{s0} = 23$ ).

**Zadanie 2.**

W wyniku zmieszania dwóch wodnych roztworów soli otrzymano mieszaninę zawierającą  $5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  jonów  $\text{Ca}^{2+}$  i  $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  jonów  $\text{CO}_3^{2-}$ . Oblicz, czy wytrąci się osad węglanu wapnia, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli wynosi  $3,31 \cdot 10^{-9}$ .







**Zadanie 3.**

Zmieszano  $20 \text{ cm}^3$  wodnego roztworu  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  o stężeniu  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  oraz  $30 \text{ cm}^3$  wodnego roztworu  $\text{NaI}$  o stężeniu  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Oblicz, czy wytrąci się osad jodku ołowiu(II), jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli przyjmuje wartość  $7,08 \cdot 10^{-9}$ .

**Zadanie 4.**

Do jakiego minimalnego stężenia dodawanych jonów siarczano-

Tabela 2.

 <p>bromek srebra</p>	 <p>fosforan(V) miedzi(II)</p>
 <p>węglan wapnia</p>	 <p>wodorotlenek żelaza(III)</p>
 <p>wodorotlenek glinu</p>	 <p>wodorotlenek cynku</p>

wych(VI) nastąpi wytrącenie osadu  $PbSO_4$  z wodnego roztworu azotanu(V) ołowiu(II) o stężeniu  $2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , jeżeli iloczyn rozpuszczalności  $PbSO_4$  wynosi  $1,58 \cdot 10^{-8}$ .

**Zadanie 5.**

Do wodnego roztworu zawierającego jony  $Br^-$  o stężeniu  $0,0001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  oraz jony  $Cl^-$  o stężeniu  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  dodawano kroplami z biurety wodny roztwór azotanu(V) srebra o stężeniu  $0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Która sól srebra zacznie się wytrącać jako pierwsza?  $K_{s0}(AgCl) = 1,78 \cdot 10^{-10}$ ,  $K_{s0}(AgBr) = 5,25 \cdot 10^{-13}$ .

**Zadanie 6.**

Oblicz, ile mikrogramów jodku srebra rozpuści się w 1000 g wody, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli wynosi  $10^{-16}$ .

**Zadanie 7.**

Oblicz pH wodnego roztworu wodorotlenku wapnia, którego iloczyn rozpuszczalności wynosi  $7,56 \cdot 10^{-6}$ . W obliczeniach przyjmij, że wszystkie jony  $OH^-$  w roztworze pochodzą tylko z rozpuszczalności wodorotlenku.

**Zadanie 8.**

Dla jakiego pH wodnego roztworu zacznie się wytrącać  $Hg(OH)_2$  z roztworu azotanu(V) rtęci(II) o stężeniu  $0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , jeżeli ilo-

czyn rozpuszczalności wodorotlenku wynosi  $3,16 \cdot 10^{-26}$ .

**Odpowiedzi****Zadanie 1.**

$$K_{s0} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$pK_{s0} = 49 \rightarrow K_{s0} = 10^{-49}$$



$$K_{s0} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$

$$pK_{s0} = 11 \rightarrow K_{s0} = 10^{-11}$$



$$K_{s0} = [\text{Bi}^{3+}] \cdot [\text{PO}_4^{3-}]$$

$$pK_{s0} = 23 \rightarrow K_{s0} = 10^{-23}$$

Uszeregowanie od elektrolitu najlepiej do najslabiej rozpuszczalnego w wodzie:  $\text{CaF}_2 > \text{BiPO}_4 > \text{Ag}_2\text{S}$

**Zadanie 2.**

Iloczyn stężeń jonów wynosi  $2,5 \cdot 10^{-6}$  i jest większy od  $K_{s0}$ , stąd wynika, że osad  $\text{CaCO}_3$  wytrąci się z roztworu.

**Zadanie 3.**

Iloczyn stężeń jonów wynosi  $3,60 \cdot 10^{-6}$  i jest większy od  $K_{s0}$ , stąd wynika, że osad  $\text{PbI}_2$  wytrąci się z roztworu.

**Zadanie 4.**

Osad  $\text{PbSO}_4$  zacznie się wytrącać z roztworu, gdy stężenie jonów siarczanowych(VI) osiągnie wartość  $7,90 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Zadanie 5.**

Pierwszy z roztworu zacznie wytrącać się chlorek srebra, ponieważ potrzebne jest mniejsze stężenie jonów  $Ag^+$  do rozpoczęcia wytrącania tej soli:

$$[\text{Ag}^+] = 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \text{ dla AgCl}$$

$$[\text{Ag}^+] = 5,25 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \text{ dla AgBr}$$

**Zadanie 6.**

W 1000 g wody rozpuści się 2,35  $\mu\text{g}$   $\text{AgI}$ .

**Zadanie 7.**

$[\text{OH}^-] = 2,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , a stąd wynika  $\text{pH} = 12,39$ .

**Zadanie 8.**

Stężenie jonów  $OH^-$  potrzebne do wytrącenia się wodorotlenku z roztworu to  $5,62 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , zatem minimalne  $\text{pH} = 2,75$ .

Kamil Kaznowski

XI Liceum Ogólnokształcące im. M. Reja w Warszawie

**Literatura:**

- [1] Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2008  
 [2] Czerwiński A., Czerwińska A., Jeziorska M., Kańska M., *Chemia 3*, WSiP, Warszawa 2004  
 [3] Pazdro K.M., *Chemia – Część II, Chemia fizyczna*, Oficyna edukacyjna \* Krzysztof Pazdro, Warszawa 2009

**WARUNKI PRENUMERATY „CHEMII W SZKOLE” NA 2013 ROK****Prenumerata roczna – 117 zł, półroczna – 58,50 zł****I. PRENUMERATA ZA POŚREDNICTWEM WYDAWCY**

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

Prenumeratę za pośrednictwem Wydawcy można zamówić:

- **przez Internet**, zakładka „Prenumerata” na stronie [www.edupress.pl](http://www.edupress.pl); ■ **e-mailem**: [prenumerata@raabe.com.pl](mailto:prenumerata@raabe.com.pl);
- **telefonicznie**, pod numerem (22) 244 84 78; ■ **faksem**, z dopiskiem „Prenumerata”, fax: (22) 244 84 10;
- **listownie**, pod adresem: Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o. Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa

**II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:**

1. RUCH SA – [www.prenumerata.ruch.com.pl](http://www.prenumerata.ruch.com.pl), tel. 801 800 803 lub (22) 717 59 59, e-mail: [prenumerata@ruch.com.pl](mailto:prenumerata@ruch.com.pl)
2. GARMOND PRESS – [www.garmondpress.pl](http://www.garmondpress.pl)
3. KOLPORTER S.A. – [www.kolporter.com.pl](http://www.kolporter.com.pl)
4. POCZTA POLSKA – [www.poczta-polska.pl](http://www.poczta-polska.pl), tel. 801 333 444 lub w urzędach pocztowych

**III. PRENUMERATA ZAMAWIANA PRZEZ INTERNET** – [www.kiosk24.pl](http://www.kiosk24.pl) Katalog Edukacja, Oświata.

**IV. SPRZEDAŻ NUMERÓW ARCHIWALNYCH** z lat 2009–2012 w wersji elektronicznej i egzemplarzy drukowanych z lat 2011 i 2012 (po potwierdzeniu u Wydawcy) pod adresem – [prenumerata@raabe.com.pl](mailto:prenumerata@raabe.com.pl)

# 59. Krajowa Olimpiada Chemiczna

## Etap II



KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ

### ZADANIA TEORETYCZNE

#### Zadanie 1. Metanolowe ogniwa paliwowe

Ogniwa paliwowe są elektrochemicznymi źródłami prądu, w których przebiega reakcja równoważna reakcji utleniania tlenem pewnego paliwa. Oprócz ogniw wodorowo-tlenowych duże nadzieje budzą ogniwa, w których paliwem jest metanol, a sumaryczna reakcja jest identyczna z reakcją spalania metanolu w tlenie. Wprawdzie wydajność takich ogniw nie jest duża (m. in. ze względu na to, że produkty przejściowe blokują powierzchnię elektrody), ale metanol w porównaniu z wodorem jest bezpieczniejszy i znacznie wygodniejszy w magazynowaniu oraz transporcie wraz z ogniwem.

W tabeli 1 zestawiono wartości standardowych entalpii swobodnych tworzenia,  $\Delta G_f^0$ , związków uczestniczących w reakcji w ogniwie metanolowym.

Tabela 1.

Związek	$\Delta G_f^0 / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
CH <sub>3</sub> OH (ciecz)	-166,7
CO <sub>2</sub> (gaz)	-394,4
H <sub>2</sub> O (ciecz)	-237,2

#### Polecenia:

- Zapisz równanie reakcji sumarycznej przebiegającej w metanolowym ogniwie paliwowym. Zapisz jonoowo-połówkowe równania reakcji utleniania i redukcji przebiegających na elektrodach w czasie pracy ogniwa (przyjmując, że w reakcjach uczestniczą jony H<sup>+</sup>).
- Korzystając z zawartych w tabeli danych termodynamicznych oblicz standardową entalpię swobodną sumarycznej reakcji przebiegającej w ogniwie z udziałem 1 mola metanolu.
- Oblicz napięcie (siłę elektromotoryczną, SEM) ogniwa dla jednostkowych stężeń/ciśnień reagentów. Zapisz zależność SEM od stężeń reagentów dla temperatury 25°C. Oblicz, jak zmieni się SEM (mV), jeżeli stężenie metanolu obniży się dwukrotnie.
- Jednym z możliwych zastosowań ogniw metanolowych jest ładowanie typowych baterii stosowanych,

np. w telefonach komórkowych. Oblicz, jaką objętość metanolu (cm<sup>3</sup>) w ogniwie trzeba zużyć do naładowania baterii o pojemności 3000 miliamperogodzin (załóż dla uproszczenia, że napięcie baterii nie przekracza napięcia ogniwa).

- Czynnikami wpływającymi na obniżenie mocy ogniwa są spadki napięcia wynikające z wpływu stałej oporności ogniwa opisanego prawem Ohma (dla niezbyt dużych prądów) oraz ograniczenia transportowe – reagent nie „nadaża” z dotarciem do powierzchni elektrody (zjawisko charakterystyczne dla dużych prądów).

Spośród wykresów oznaczonych literami A, B, C wybierz ten, który obrazuje właściwy kształt zależności między napięciem ogniwa i prądem. Przerysuj ten wykres i zaznacz orientacyjnie punkt, dla którego moc ogniwa (czyli iloczyn napięcia ogniwa i płynącego prądu) będzie największa – odpowiedzi uzasadnij.

Przyjmij wartości mas molowych: C – 12,01 g·mol<sup>-1</sup>, H – 1,01 g·mol<sup>-1</sup>, O – 16,00 g·mol<sup>-1</sup> oraz gęstość metanolu  $d = 0,78 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Stała Faradaya,  $F = 96484 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ , stała gazowa  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

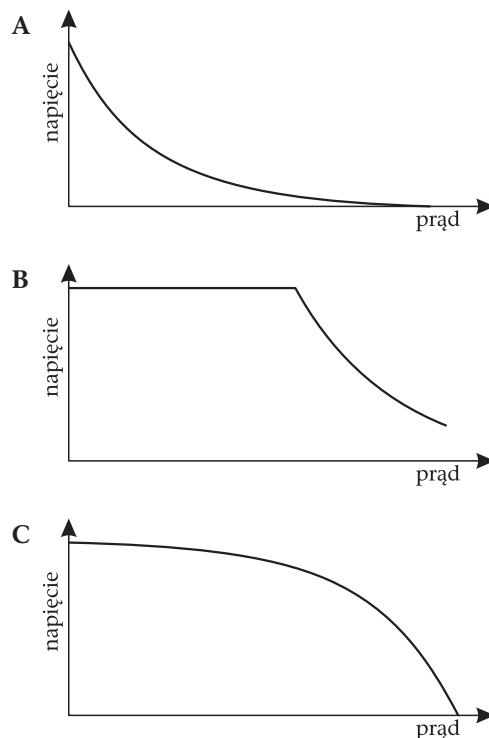




Tabela 2.

Uzyskany wynik / obserwacja	Sól A	Sól B	Sól C
Ubytek masy obserwowany do temperatury około 200°C	9,8%	19,0%	0%
Całkowity ubytek masy do temperatury około 600°C	25,0%	57,0%	29,0%
Wzrost masy kolby z KOH <sub>(aq)</sub> po przepuszczeniu gazów poreakcyjnych	0%	2,8%	3,5%
Zaobserwowane zmiany w roztworze soli Pd(II) po przepuszczeniu gazów poreakcyjnych	ciemne zabarwienie roztworu <sup>a)</sup>	ciemne zabarwienie roztworu <sup>a)</sup>	nie zaobserwowano przepływu gazu przez roztwór; brak zmian w roztworze
Otrzymane stałe produkty rozkładu soli	produkt bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie, tworzący silnie zasadowy roztwór, po zakwaszeniu którego wydziela się bezbarwny gaz	krystaliczny związek o strukturze wurcytu (ZnS), nierozpuszczalny w wodzie, roztwarzający się w roztworze NaOH	produkt nierozpuszczalny w wodzie, roztwarzający się m.in. w roztworze KCN w obecności tlenu

<sup>a)</sup> Stwierdzono powstanie nowych produktów gazowych.

### Zadanie 2. Wpływ kationu na rozkład termiczny soli

W celu zbadania wpływu kationu na przebieg rozkładu termicznego, próbki trzech szczawianów: potasu, srebra oraz cynku – o masie 10,0 g każda, ogrzewano po woli w piecach rurowych. Powstające produkty gazowe zebrano, osuszono i przepuszczono przez kolby z 80 cm<sup>3</sup> roztworu KOH o gęstości 1,024 g·cm<sup>-3</sup>, a następnie przez naczynia zawierające wodne roztwory soli palladu(II). W tabeli 2 przedstawiono wyniki tego doświadczenia dla trzech badanych soli.

#### Polecenia:

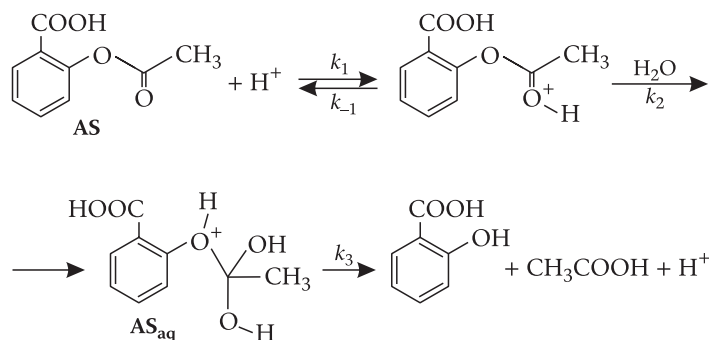
- Wymień gazy, które powstają w wyniku termicznego rozkładu badanych szczawianów. Uzasadnij odpowiedź uwzględniając wyniki doświadczeń, przedstawione w tabeli 2.
- Napisz w formie jonowej równania reakcji zachodzących podczas przepuszczania gazów wymienionych w poleceniu **a.** przez roztwór KOH i przez roztwór zawierający jony Pd<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>.
- Zidentyfikuj sole **A**, **B** i **C**. Odpowiedź potwierdź stosownymi obliczeniami.
- Zidentyfikuj stałe produktu rozkładu termicznego szczawianów potasu, srebra oraz cynku. Odpowiedź uzasadnij na podstawie charakterystyki tych produktów.
- Podaj w formie cząsteczkowej równania reakcji rozkładu termicznego soli **A**, **B** i **C**.
- Przedstaw właściwości chemiczne (kwasowo-zasadowe i utleniająco-redukujące) badanych kationów, które wpływają na przebieg rozkładu termicznego szczawianów.
- Narysuj wzory elektronowe anionu szczawianowego oraz produktów gazowych, powstających w wyniku

rozkładu badanych soli. Uwzględnij wszystkie wolne pary elektronów walencyjnych.

W obliczeniach przyjmij następujące wartości mas molowych: H – 1,01 g·mol<sup>-1</sup>; O – 16,00 g·mol<sup>-1</sup>; C – 12,01 g·mol<sup>-1</sup>; K – 39,10 g·mol<sup>-1</sup>; Zn – 65,38 g·mol<sup>-1</sup>; Ag – 107,87 g·mol<sup>-1</sup>.

### Zadanie 3. Katalityczna hydroliza kwasu acetylosalicylowego

Kwas acetylosalicylowy (**AS**) jest składnikiem czynnym popularnych leków przeciwbólowych i przeciwzapalnych. Związek ten ulega hydrolizie katalizowanej zarówno przez kwasy jak i przez zasady, co ma istotne znaczenie z praktycznego punktu widzenia. Dla reakcji hydrolizy **AS** katalizowanej przez jony H<sup>+</sup> zaproponowano następujący mechanizm reakcji:



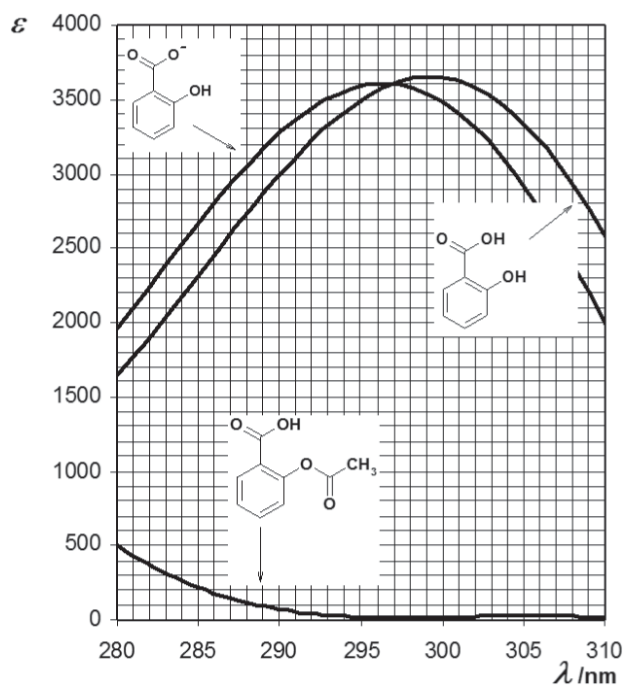
Polega on na szybkim odwracalnym protonowaniu substratu **AS**, po którym następują dwa wolniejsze etapy: reakcja z wodą i rozpad adduktu **AS<sub>aq</sub>** z utworzeniem produktów i regeneracją katalizatora. Reakcja jest praktycznie nieodwracalna w rozcieńczonych roztworach wodnych.

Badano wpływ odczynu roztworu na kinetykę hydrolizy AS w temperaturze 333 K, metodą spektrofotometryczną. Przygotowano próbki, rozcieńczając 100-krotnie roztwór wyjściowy o stężeniu  $[AS]_0 = 0,025 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , roztworami buforowymi o wartościach pH podanych w tabeli 3.

Tabela 3.

pH	$k_{\text{obs}} / \text{h}^{-1}$
0,5	?
1	0,396
1,8	0,093
10,5	4,04
11,3	28,4
12,2	251

W celu dobrania optymalnej długości fali (jednakowej dla wszystkich pomiarów) zarejestrowano widma absorpcyjne UV-VIS AS i kwasu salicylowego (produktu hydrolizy). Widma te przedstawiają zależność molowego współczynnika absorpcji  $\epsilon$  (określającego relację pomiędzy absorpcją  $A$  i stężeniem molowym  $c$  zgodnie z prawem Lamberta-Beera  $A = \epsilon cl$ , gdzie  $l$  – długość drogi optycznej w cm) od długości fali  $\lambda$ . Kwas octowy nie wykazuje praktycznie absorpcji w badanym zakresie  $\lambda$ . Ponadto stwierdzono, że maksimum pasma absorpcji w widmie kwasu salicylowego ulega przesunięciu w stronę krótszych fal w roztworach zasadowych (od  $\lambda = 300 \text{ nm}$  do  $\lambda' = 295 \text{ nm}$ ).



Przykładowe wyniki pomiarów dla roztworu o pH = 0,5 o stężeniu  $c_{\text{OAS}} = 0,025 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , w temperaturze 333 K, przedstawiono w tabeli 4.

Tabela 4.

t / h	A
0	0,00
0,5	0,35
1	0,56
2	0,77
8	0,87

Analogiczne pomiary przeprowadzono dla pozostałych roztworów. Stwierdzono, że we wszystkich przypadkach absorpcja osiągnęła tę samą wartość maksymalną  $A = 0,87$  dla odpowiednio długiego czasu (różnego dla każdego z pomiarów), po upływie którego nastąpiło całkowite przereagowanie AS.

W wyniku odpowiednich obliczeń uzyskano wartości obserwowanych (zależnych od stężenia katalizatora) stałych szybkości  $k_{\text{obs}}$  dla kolejnych wartości pH. Są one przedstawione w tabeli 3.

#### Polecenia:

- Na podstawie podanego mechanizmu wyprowadź równanie kinetyczne katalizowanej jonami  $\text{H}^+$  reakcji hydrolizy kwasu acetylosalicylowego w rozcieńczonych roztworach wodnych i podaj rzędy cząstkowe oraz całkowity rząd reakcji. *Wskazówka:* należy korzystać z przybliżenia stanu stacjonarnego.
- Podaj, z dokładnością do 1 nm, dla jakiej długości fali wykonano pomiary absorpcji. Uzasadnij odpowiedź.
- Wyprowadź odpowiednie wyrażenie i oblicz wartość obserwowanej stałej szybkości dla roztworu o pH = 0,5. Przyjmij, że spełnione jest prawo Lamberta-Beera
- Określ wpływ pH na wartość obserwowanej stałej szybkości reakcji. W tym celu wykonaj odpowiednie wykresy dla dwóch zakresów pH. Następnie oblicz wartości rzeczywistych stałych szybkości (niezależnych od stężenia katalizatora) zwracając uwagę na właściwą jednostkę. Podaj wniosek dotyczący wpływu pH na efektywność katalizy.

#### Zadanie 4. Reakcje węglowodorów

Węglowodory są związkami szeroko stosowanymi w syntezie organicznej. W zależności od swojej budowy mogą uczestniczyć w reakcjach przyłączenia, podstawienia lub polimeryzacji.

Związki A, B, C i D są węglowodorami, więc mają pewne cechy wspólne, ale ulegają różnym charakterystycznym reakcjom, za pomocą których możesz je zidentyfikować.

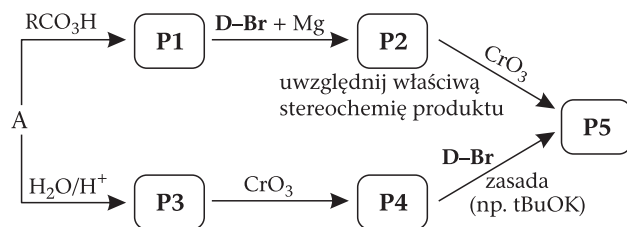
Spalanie tej samej liczby moli tych związków prowadzi do otrzymania takich samych ilości wody, a ze związków

ków **A** i **B** uzyskuje się również tę samą ilość dwutlenku węgla. W widmach  $^{13}\text{C}$  NMR węglowodorów **A** i **C** widoczne są po 3 sygnały (piki), natomiast widma związków **B** i **D** mają ich po 5.

Związki **A** i **B** łatwo reagują z bromem (bez udziału katalizatora oraz światła), przy czym związek **B** może przereagować z dwukrotnie większą ilością  $\text{Br}_2$  niż związek **A**. Ponadto jeden z tych węglowodorów ulega reakcji Dielsa-Aldera. W wyniku takiej cykloaddycji, np. z bezwodnikiem kwasu maleinowego powstaje tylko jeden produkt (w postaci racematu).

Bromowanie związków **C** i **D** wymaga stosowania katalizatorów (np. żelaza lub  $\text{FeBr}_3$ ). Analiza produktów bromowania metodą chromatografii gazowej sprzężonej ze spektrometrią mas wykazała, że z węglowodoru **C** powstają dwa produkty monobromowania (jeden dominuje), natomiast ze związku **D** powstają trzy produkty monobromowania, ale jeden z nich występuje w śladowych ilościach. Związek **D** w warunkach bromowania wolnorodnikowego tworzy także kolejny produkt monobromowania, co nie jest możliwe dla węglowodoru **C**.

Uzupełnij poniższy schemat wychodząc z węglowodoru **A** (gdzie **D-Br** to produkt wolnorodnikowego monobromowania węglowodoru **D**):



Jeden z powstających produktów monobromowania węglowodoru **C** podano najpierw działaniu magnezu w suchym eterze dietylowym, a następnie stałego dwutlenku węgla. Po zakwaszeniu kwasem solnym otrzymano 10,00 g związku **P6**, który uwodorniono katalitycznie. Reakcja przebiegła ilościowo i uzyskano 10,58 g produktu **P7**.

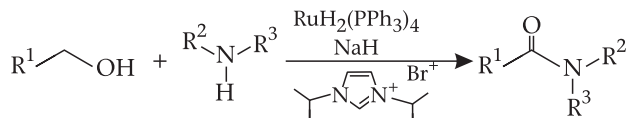
**Polecenia:**

- Podaj wzory węglowodorów **A**, **B**, **C** i **D**.
- Podaj wzory produktów bromowania węglowodorów **A** i **B** nadmiarem  $\text{Br}_2$ . Uwzględnij ewentualne izomery (pomiń enancjomery).
- Napisz schemat reakcji Dielsa-Aldera z bezwodnikiem kwasu maleinowego, o której mowa w treści zadania.
- Podaj wzory produktów monobromowania węglowodorów **C** i **D** w obecności żelaza oraz produkt rodnikowego monobromowania związku **D**.
- Podaj wzory związków **P1**–**P5** biorących udział w syntezie opisanej schematem.
- Podaj wzory produktów **P6** i **P7** wychodząc z jednego wybranego monobromowanego węglowodoru **C**.

Podaj liczbę wszystkich możliwych stereoizomerów związku **P7** (z uwzględnieniem enancjomerów). Narysuj wzór enancjomeru związku **P7**, w którym wszystkie centra stereogeniczne posiadają konfigurację *R*.

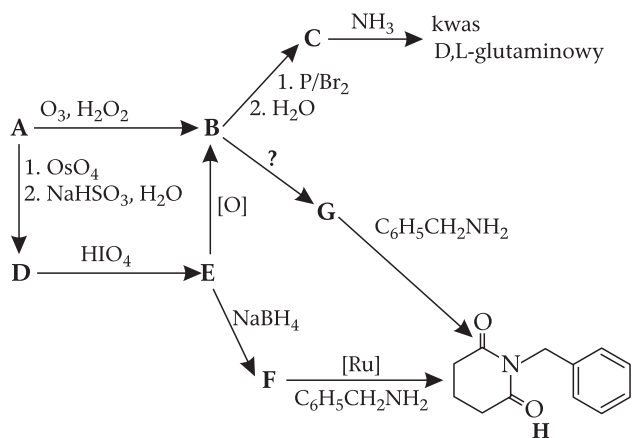
**Zadanie 5. Nowe i tradycyjne metody w syntezie organicznej**

W ostatnich latach opracowano metodę syntezy amidów bezpośrednio z alkoholi za pomocą odpowiednich katalizatorów z udziałem związków rutenu:



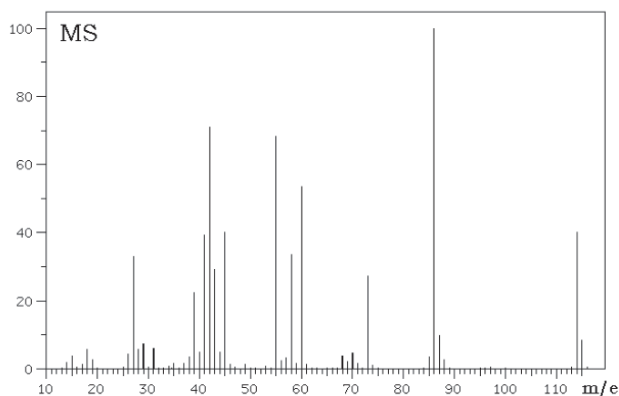
Schemat 1

Metoda ta została zastosowana w syntezie zilustrowanej schematem 2, w etapie opisanym jako przejście **F** → **H**. Symbol **[O]** oznacza tu warunki utleniające, a symbol **[Ru]** – warunki reakcji z użyciem katalizatora rutenowego wskazanego na schemacie 1. Związki **B** oraz **E** tworzą się jako jedyne produkty organiczne odpowiednich reakcji. Tradycyjna metoda syntezy związku **H** prowadzi od związku **B** przez związek pośredni **G**.

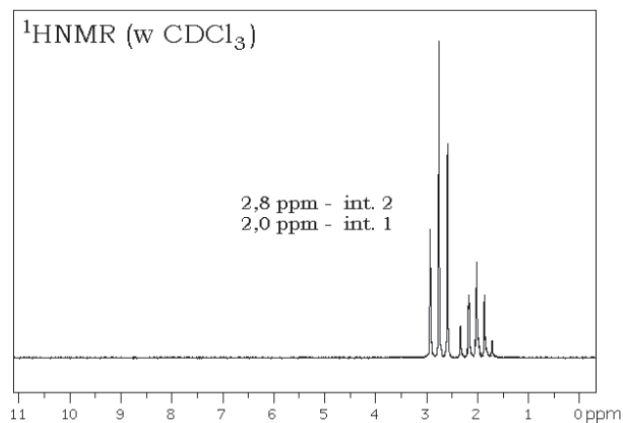


Schemat 2

Niżej podano widma MS i  $^1\text{H}$  NMR związku **G**.







**Polecenia:**

- a) Podaj wzory strukturalne (np. szkieletowe) związków A–C oraz E–G.
- b) Zinterpretuj widmo <sup>1</sup>H NMR związku G.
- c) Wskaż, która z poniższych metod pozwoli na rozdzielenie racemicznej mieszaniny kwasu glutaminowego na poszczególne enancjomery:
  - I. utworzenie soli aminokwasu z aniliną i przeprowadzenie krystalizacji frakcjonowanej;
  - II. zestryfikowanie aminokwasu etanolem i wykorzystanie różnej rozpuszczalności estrów w eterze dietylowym;
  - III. obniżenie temperatury reakcji związku C z amoniakiem, co spowoduje, że utworzy się tylko jeden enancjomer (L) kwasu glutaminowego;
  - IV. otrzymanie N-acetylowej pochodnej aminokwasu i poddanie jej hydrolizie w obecności karboksypeptydazy.
- d) Narysuj wzór przestrzenny enancjomeru S (L) kwasu glutaminowego, przedstawiając w odpowiednim miejscu wiązanie w postaci klina.
- e) Narysuj wzór przestrzenny związku D przedstawiając w odpowiednim miejscu wiązanie w postaci klina.
- f) Określ, czy związek D jest chiralny.
- g) Podaj warunki reakcji B → G.

**ZADANIE LABORATORYJNE**

Analiza substancji trudno rozpuszczalnych (osadów) W próbkach opisanych liczbami 1–10 znajdują się wodne nasycone roztwory soli słabo i trudno rozpuszczalnych wraz z odpowiednimi osadami. Nazwy i wzory tych soli oraz wartości ujemnego logarytmu iloczynu rozpuszczalności pK<sub>s0</sub> przedstawiono w tabeli 5. W tabeli 6 podano wartości pK<sub>s0</sub> dla wybranych, trudno rozpuszczalnych soli wapnia, magnezu, cynku, srebra i ołowiu.

Próbki 1–10 zawierają od 0,2 do 2 g substancji stałej, w zależności od rozpuszczalności w wodzie. Należy przyjąć, że ciecz znajdująca się nad osadem stanowi nasycony roztwór odpowiedniej soli.

W ampułkach opisanych literami od A–D znajdują się metalowskaźniki, rozarte z chlorkiem sodu. W tabeli 7

Tabela 5.

Związek	pK <sub>s0</sub>
Chloran(VII) potasu, KClO <sub>4</sub>	2,0
Chlorek ołowiu(II), PbCl <sub>2</sub>	4,8
Jodek miedzi(I), CuI	12,0
Siarczan(VI) wapnia, CaSO <sub>4</sub>	4,6
Szczawian cynku, ZnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	8,9
Tiocyanian miedzi(I), CuSCN	12,0
Tiocyanian srebra, AgSCN	12,7
Wodorofosforan(V) magnezu Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	5,8
Wodorofosforan(V) wapnia, CaHPO <sub>4</sub>	7,0
Wodorowinian potasu, KHC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	3,4

Tabela 6.

Związek	pK <sub>s0</sub>
Siarczan ołowiu(II), PbSO <sub>4</sub>	7,8
Wodorotlenek wapnia, Ca(OH) <sub>2</sub>	5,3
Fosforan(V) wapnia, Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	26,0
Jodek srebra, AgI	16,1
Fosforan(V) ołowiu(II), Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	43,5
Wodorotlenek ołowiu(II), Pb(OH) <sub>2</sub>	16,1
Fosforan(V) srebra, Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	15,8
Szczawian srebra, Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	11,0
Fosforan(V) magnezu i amonu, Mg(NH <sub>4</sub> )PO <sub>4</sub>	12,6

podane są ich nazwy i skróty, z których należy korzystać opisując analizy. Wskaźniki w takiej postaci stosuje się w miareczkowaniu kompleksometrycznym przy określonym pH, podanym w drugiej kolumnie tabeli 7.

Tabela 7.

Metalowskaźnik	Stosowany przy pH około	Do wykrywania jonów
czerń eriochromowa T (CT)	10	magnezu, wapnia, cynku
orańż ksylenolowy (OK)	5–6	ołowiu, cynku
kalces (KA)	12	wapnia
mureksyd (MU)	10 lub 12	miedzi, wapnia,

Metalowskaźniki tworzą z jonami metali barwne kompleksy (o barwie innej niż ma sam wskaźnik), które stosuje się w miareczkowaniu kompleksometrycznym, jeżeli są mniej trwałe niż kompleks oznaczany metal-EDTA. Kompleks czerni CT z jonami miedzi(II) jest trwalszy niż kompleks miedź(II)-EDTA.

Metalowskażniki umożliwiają wykrywanie nawet bardzo małych stężeń jonów metali.

**Masz do dyspozycji:** 10 pustych probówek, 2 pipetki polietylenowe, łopatkę do wskaźników.

**Na stanowisku zbiorczym znajdują się:** roztwór  $\text{HNO}_3$  o stężeniu  $1 \text{ mol/dm}^3$ , roztwór  $\text{NaOH}$  o stężeniu  $1 \text{ mol/dm}^3$ , 1% roztwór azotan(V) żelaza(III), 1% roztwór manganian(VII) potasu, roztwór EDTA o stężeniu  $0,02 \text{ mol/dm}^3$ , bufor amonowy o pH 10, chloroform, palnik, łapa do probówek.

Do potwierdzenia identyfikacji jonów metali użyj metalowskażników.

**Polecenia:**

- a) Korzystając z podanych w treści zadania informacji o rozpuszczalności oraz o odczynnikach na stanowisku zbiorczym, zaplanuj tok postępowania pozwalający zidentyfikować substancje w probówkach 1–10.
- b) Zastanów się i odpowiedz, które substancje możesz wykryć w reakcjach krzyżowych biorąc do prób klarowne roztwory znad osadów lub zawiesiny. Odpowiedzi uzasadnij.
- c) Dokonaj identyfikacji substancji w probówkach i podaj pełne uzasadnienie, zawierające trzy obserwacje, w tym dwie charakterystyczne.
- d) Dokonaj identyfikacji substancji w ampułkach A–D. Zwróć uwagę na barwę wskaźnika niezwiązanego z jonami metali.
- e) Napisz równania zachodzących reakcji podczas identyfikacji substancji w probówkach. Zaznacz, których probówek dotyczą przedstawiane reakcje

**Uwaga! Używaj roztworów bardzo oszczędnie.**

**Dolewki nie są możliwe!**

Przyjrzyj się karcie odpowiedzi. Przedstaw odpowiedź tak, aby **mieściła się** w wyznaczonych polach na arkuszu. W tym celu stosuj skróty nazw metalowskażników (podane w tabeli 7) oraz inne skróty, takie jak: **win** – anion winianowy, np. w soli KHwin, **prob.1** – roztwór z próbówki 1, **nrwn** – nierozpuszczalny w nadmiarze, np. nrwn NaOH, **rwn** – rozpuszczalny w nadmiarze, np. rwn NaOH.

Pamiętaj o zachowaniu zasad bezpieczeństwa podczas wykonywania analiz!

**ROZWIĄZANIA ZADAŃ TEORETYCZNYCH**

**Zadanie 1.**

- a)  $\text{CH}_3\text{OH} + 1,5\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 redukcja:  $1,5\text{O}_2 + 6\text{e}^- + 6\text{H}^+ \longrightarrow 3\text{H}_2\text{O}$   
 utlenianie:  $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^-$
- b) Dla reakcji  
 $\Delta G^0 = \Delta G_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta G_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta G_f^0(\text{CH}_3\text{OH}) =$   
 $= -394,4 + 2 \cdot (-237,2) + 166,7 = -702,1 \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\text{)}$
- c) Dla jednostkowych stężeń reagentów siła elektromotoryczna ogniwa,  $\text{SEM} = -\Delta G^0/6F$  (6 to liczba wymierzanych elektronów),

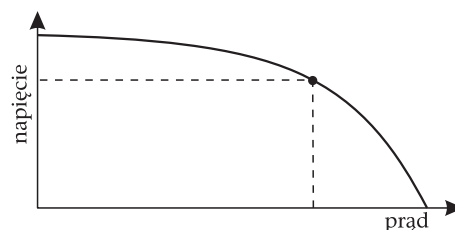
stąd  $\text{SEM} = 702100 \text{ J}/(6 \cdot 96484 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}) = 1,21 \text{ V}$ .  
 Zależność SEM od stężeń można wyprowadzić z równań Nernsta zapisanych dla katody i anody (dla temperatury  $25^\circ\text{C}$ ):

$$\text{SEM} = \text{SEM}^0 + \frac{59}{6} \log \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]p(\text{O}_2)^{1,5}}{p(\text{CO}_2) \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}$$

( $\text{SEM}^0$  – siła elektromotoryczna dla jednostkowych stężeń/ciśnień reagentów,  $p$  – ciśnienia reagentów).  
 Po dwukrotnym obniżeniu stężenia metanolu siła elektromotoryczna obniży się o  $(59/6)\log 2 \text{ mV}$ , czyli  $3 \text{ mV}$ .  
 W wyrażeniu na SEM pojawia się stężenie wody, ponieważ w ogniwie wykorzystuje się roztwory wodno-metanolowe. Jednak od zawodników nie trzeba wymagać zapisywania w równaniu stężenia wody. W takim przypadku:

$$\text{SEM} = \text{SEM}^0 + \frac{59}{6} \log \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]p(\text{O}_2)^{1,5}}{p(\text{CO}_2)}$$

- d) Ładunek potrzebny do naładowania baterii to  $3 \cdot 3600 \text{ A}\cdot\text{s} = 10\,800 \text{ C}$ .  
 Oznacza to przepływ  $10\,800 \text{ C}/F = 10\,800 \text{ C}/96\,484 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,112$  mola elektronów.  
 Do tego potrzebne jest  $0,112 \text{ mola}/6 = 0,0187$  mola metanolu.  
 Masa metanolu =  $0,0187 \text{ mola} \cdot 32,05 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,599 \text{ g}$ .  
 Objętość metanolu =  $0,599 \text{ g}/0,78 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 0,77 \text{ cm}^3$ .
- e) Właściwy wykres: C  
 Dla niskich prądów występuje liniowy spadek napięcia (dla wzrastającego prądu) wynikający z prawa Ohma, dla większych prądów spadek ten jest znacznie większy i wynika z ograniczeń transportowych.



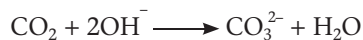
Wybrany orientacyjnie punkt odpowiada największej wartości pola powierzchni prostokąta zaznaczonego liniami przerywanymi, określającej iloczyn prądu i napięcia, czyli moc ogniwa.

**Zadanie 2.**

- a)  $\text{CO}_2$  – tlenek węgla(IV) ma właściwości kwasowe, dlatego reaguje z roztworem  $\text{KOH}$  ( $\text{CO}_2$  powstaje w wyniku rozkładu soli B i C, o czym świadczy wzrost masy kolby z roztworami  $\text{KOH}$ );  
 $\text{CO}$  – tlenek węgla(II) ma silne właściwości redukujące i reaguje z jonami  $\text{Pd}_{(\text{aq})}^{2+}$ , redukując je do metalicznego palladu [ $\text{CO}$  powstaje z rozkładu soli A i B, o czym w obu przypadkach świadczą ciemniejące roztwory zawierające jony palladu(II)].

b) Reakcja gazu:

– z roztworem KOH



– z roztworem  $\text{Pd}_{(aq)}^{2+}$



c) **A** –  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Solą **A** jest szczawian potasu. Z danych przedstawionych w tabeli wynika, że sól **B** rozkłada się dwuetapowo, przy czym niska temperatura pierwszego etapu wskazuje, że jest to dehydratacja uwodnionej soli. Stopień uwodnienia soli **A** można obliczyć następująco:

$$\frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{10 - \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{\frac{0,98}{18,02}}{\frac{9,02}{166,22}} = 1$$

**B** –  $\text{ZnC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Solą **B** jest szczawian cynku(II). Z danych przedstawionych w tabeli wynika, że sól **B** rozkłada się dwuetapowo, przy czym niska temperatura pierwszego etapu wskazuje, że jest to dehydratacja uwodnionej soli. Stopień uwodnienia soli **B** można obliczyć następująco:

$$\frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{10 - \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{\frac{1,90}{18,02}}{\frac{8,10}{153,40}} = 2$$

**C** –  $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Solą **C** jest szczawian srebra(I), jest ona bezwodna.

d) Sól **A**: stały produkt rozkładu termicznego szczawianu:  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (węglan potasu)

O stałym produkcie rozkładu soli **A** świadczy odczyn zasadowy wodnego roztworu tej soli (w wyniku hydrolizy anionu węglanowego) oraz wydzielający się  $\text{CO}_2$  po zakwaszeniu takiego roztworu.

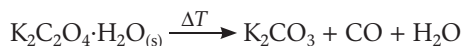
Sól **B**: stały produkt rozkładu termicznego szczawianu:  $\text{ZnO}$  (tlenek cynku).

Produktem stałym w tym przypadku jest związek izostrukuralny z wurcytem, czyli związek o stechiometrii 1:1 (w przypadku pozostałych kationów takie związki w badanym układzie nie mogą powstać). Dodatkowo  $\text{ZnO}$  ma właściwości amfoteryczne, dlatego reaguje z roztworem  $\text{NaOH}$  z utworzeniem jonów tetrahydroksocynkanowych(II).

Sól **C**: stały produkt rozkładu termicznego szczawianu:  $\text{Ag}$  (srebro).

W wyniku rozkładu soli **C** powstaje metaliczne srebro, o czym świadczy reakcja roztwarzania metalu w roztworze cyjanku, zachodząca na skutek znaczącego obniżenia potencjału redoks układu  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  w związku ze zmniejszeniem stężenia jonów  $\text{Ag}^+$  w roztworze w wyniku powstawania trwałych jonów kompleksowych  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ .

e) Sól **A**, reakcja rozkładu termicznego:



Sól **B**, reakcja rozkładu termicznego:



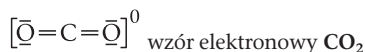
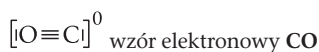
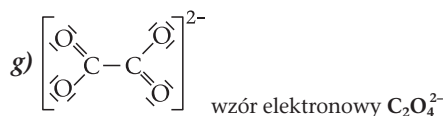
Sól **C**, reakcja rozkładu termicznego:



f)  $\text{Ag}^+$  silne właściwości redoks. Aniony szczawianowe mogą reagować jako reduktory (donory elektronów), dlatego też w przypadku szczawianów z kationami o silnych właściwościach utleniających (np.  $\text{Ag}^+$ ) rozkład szczawianu polega na reakcji redoks między  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  a kationem srebra.

$\text{Zn}^{2+}$  silne właściwości kwasowe (jako akceptor ligandów tlenkowych – tworzy  $\text{ZnO}$ ), co ma duży wpływ na przebieg rozkładu termicznego szczawianu.

Kation  $\text{K}^+$  ma bardzo słabe właściwości kwasowe i nie ma właściwości utleniających, dlatego nie wpływa na przebieg rozkładu termicznego szczawianu.



### Zadanie 3.

a)  $v = k_3[\text{AS}_{\text{aq}}] = k_2[\text{AH}^+][\text{H}_2\text{O}]$

$$k_1[\text{A}][\text{H}^+] = k_{-1}[\text{AH}^+] + k_2[\text{AH}^+][\text{H}_2\text{O}]$$

$$[\text{AH}^+] = k_1[\text{A}][\text{H}^+]/(k_{-1} + k_2[\text{H}_2\text{O}])$$

Ponieważ woda jest w dużym nadmiarze, to jej stężenie pozostaje praktycznie stałe, stąd:

$$k_2[\text{H}_2\text{O}] = k'_2 \quad \text{oraz} \quad v = k_1 k'_2[\text{A}][\text{H}^+]/(k_{-1} + k'_2)$$

Podstawiając  $k' = k_1 \cdot k'_2/(k_{-1} + k'_2)$

otrzymujemy  $v = k'[\text{A}][\text{H}^+]$

Rzędy cząstkowe względem  $\text{AS}$  i  $\text{H}^+$  wynoszą 1, więc całkowity rząd reakcji jest równy 2.

b) Absorbancja wzrasta podczas pomiaru, a więc była mierzona w zakresie pasma absorpcji produktu, czyli kwasu salicylowego **S**. Jednakowa, niezależna od pH, wartość końcowa absorbancji świadczy o tym, że pomiary wykonano przy długości fali  $\lambda$ , dla której molowy współczynnik absorpcji  $\epsilon$  jest taki sam zarówno dla kwasu salicylowego, jak i dla jego anionu. Długość ta odpowiada współrzędnej punktu przecięcia krzywych absorpcji kwasu i anionu, a jej wartość wynosi  $\lambda = 298 \text{ nm}$ .

c) Reakcja hydrolizy w rozcieńczonym roztworze wodnym i przy stałym stężeniu katalizatora jest pseudo-pierwszego rzędu. Dla reakcji pierwszego rzędu:



$$\ln[AS] = \ln[AS]_0 - k_{\text{obs}}t$$

$$\ln \frac{[AS]_0}{[AS]} = k_{\text{obs}}t$$

$$k_{\text{obs}} = \frac{\ln \frac{[AS]_0}{[AS]}}{t}$$

Dla długości fali  $\lambda = 298 \text{ nm}$  można pominąć absorpcję promieniowania przez substrat **AS**, o czym świadczy zerowa absorbancja w chwili początkowej reakcji. Z prawa Lamberta-Beera wynika, że:

$$A = \epsilon l[S] = \epsilon l([AS]_0 - [AS]);$$

$$\text{a stąd } A_{\infty} = \epsilon l[AS]_0 \quad \text{ i } \quad A_{\infty} - A = \epsilon l[AS]$$

Po podstawieniu i uproszczeniu otrzymujemy wyrażenie na obserwowaną stałą szybkości:

$$k_{\text{obs}} = \frac{\ln \frac{[AS]_0}{[AS]}}{t} = \frac{\ln \frac{A_{\infty}}{A_{\infty} - A}}{t} = \frac{\ln \frac{0,87}{0,87 - A}}{t}$$

Można ją wyznaczyć obliczając wartości  $k_{\text{obs}}$  dla kolejnych par wartości ( $t$ ,  $A$ ), a następnie wartość średnią  $k_{\text{obs}} = 1,03 \text{ h}^{-1}$ . Inny sposób polega na wyznaczeniu współczynnika kierunkowego liniowej zależności wyrażenia  $\ln(0,87 - A)$  od czasu  $t$  metodą najmniejszych kwadratów.

$t$ [h]	$k_{\text{obs}}$ [ $\text{h}^{-1}$ ]
0	-
0,5	1,020
1	1,030
2	1,035
8	-

d) W zakresie niskich wartości pH

reakcja przebiega tym szybciej, im bardziej kwaśny jest odczyn. I analogicznie – w zakresie wysokich wartości pH reakcja przebiega tym szybciej, im odczyn staje się bardziej zasadowy. Tak więc reakcję katalizują w tym drugim przypadku jony  $\text{OH}^-$ .

Obserwowana stała szybkości  $k_{\text{obs}}$  zależy od stężenia katalizatora. Ogólnie  $k_{\text{obs}} = k_{r1}[\text{H}^+] + k_{r2}[\text{OH}^-]$ , gdzie  $k_{r1}$  i  $k_{r2}$  to rzeczywiste stałe szybkości, odpowiednio dla reakcji katalizowanych jonami

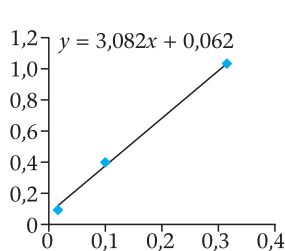
$\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  (w dokładnych rozważaniach należałoby uwzględnić także człon będący stałą szybkości reakcji niekatalizowanej). Dla reakcji w roztworze kwaśnym można przyjąć, że  $k_{\text{obs}} = k_{r1}[\text{H}^+]$ , ponieważ stężenie jonów  $\text{OH}^-$  jest pomijalnie niskie w porównaniu ze stężeniem jonów  $\text{H}^+$ . Analogicznie, dla reakcji w roztworze zasadowym

$$k_{\text{obs}} = k_{r2}[\text{OH}^-].$$

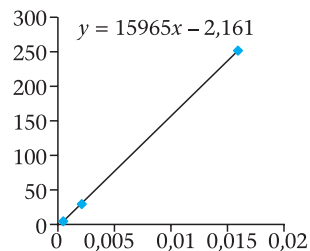
Korzystając ze sporządzonych wykresów, stałe  $k_{r1}$  i  $k_{r2}$  można wyznaczyć jako współczynniki kierunkowe liniowych zależności  $k_{\text{obs}}$  od stężenia, odpowiednio jonów  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$ .

$k_{r1} = 3,08 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$ ,  $k_{r2} = 1,60 \cdot 10^4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$   
Obliczone wartości  $k_{r1}$  i  $k_{r2}$  świadczą, że hydroliza kwasu acetylosalicylowego w warunkach katalizy za-

sadowej jest znacznie bardziej efektywna niż w środowisku kwaśnym.



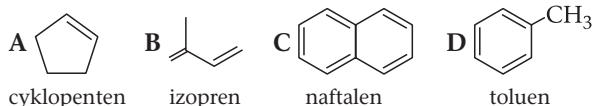
Zależność  $k_{\text{obs}}$  od stężenia jonów  $\text{H}^+$



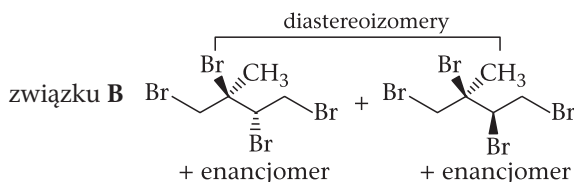
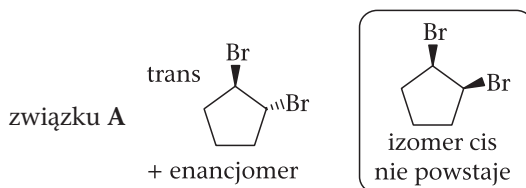
Zależność  $k_{\text{obs}}$  od stężenia jonów  $\text{OH}^-$

#### Zadanie 4.

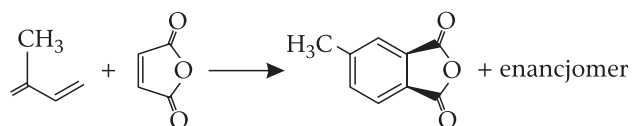
a) Wzory związków A–D



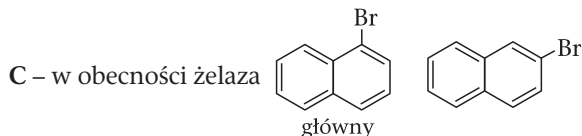
b) Produkt/produkty bromowania związków **A** i **B** (nie jest konieczne podawanie/rysowanie enancjomerów do uzyskania pełnej punktacji):



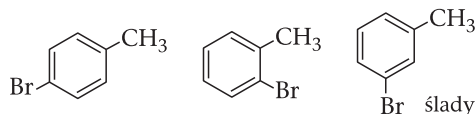
c) Schemat reakcji Dielsa-Aldera:



d) Produkty monobromowania związków **C** i **D**:

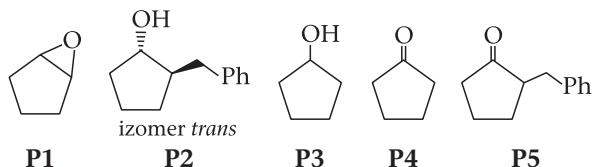


**D** – w obecności żelaza

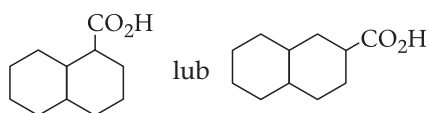
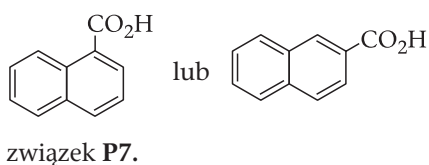




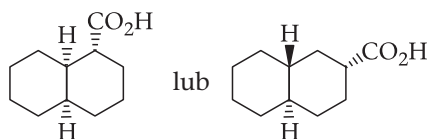
e) Wzory związków P1–P5



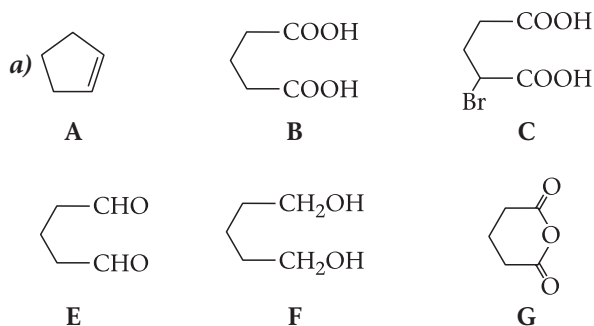
f) Wzory związków P6 i P7  
związek P6



Liczba wszystkich możliwych stereoisomerów związku P7 z uwzględnieniem enancjomerów: **8 stereoisomerów** (zawiera 3 centra stereogeniczne, cztery diastereoizomery i cztery odpowiadające im enancjomery). Enancjomer P7, w którym wszystkie centra stereogeniczne mają konfigurację R

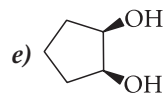
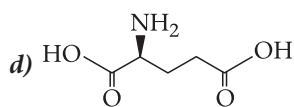


### Zadanie 5.



b)  $\delta = 2,8$  ppm – H2, H5 (dwie równocenne grupy metylenowe przy atomach węgla  $\alpha$ ),  
 $\delta = 2,0$  ppm – H3 (środkowa grupa metylenowa, kwintet – sprzężenie z czterema równocennymi protonami).

c) IV.



f) Związek D nie jest chiralny (forma mezo).

g) Ogrzewanie z utworzeniem bezwodnika cyklicznego.

### Zadanie laboratoryjne

Przykładowe rozmieszczenie substancji:

Nr prob.	Związek
1	Chloran(VII) potasu
2	Wodorowinian potasu
3	Siarczan(VI) wapnia
4	Wodorofosforan(V) wapnia
5	Wodorofosforan(V) magnezu
6	Chlorek ołowiu(II)
7	Szczawian cynku
8	Jodek miedzi(I)
9	Tiocyanian miedzi(I)
10	Tiocyanian srebra

Ampułka	Metalskażnik
A	Czerń eriochromowa T
B	Kalces
C	Mureksyd
D	Oranż ksilenolowy

**Uwaga! Możliwe jest inne niż przedstawione niżej, logiczne uzasadnienie planu analizy i identyfikacji substancji, np. z wykorzystaniem buforu amonowego.**

a) Plan identyfikacji związków trudno rozpuszczalnych.

- Działanie na klarowne roztwory znad osadów roztworem NaOH – wytrąca się białe osady fosforanu(V) wapnia i magnezu (nrwn), biały osad wodorotlenku ołowiu(II) (rwn) i nikły osad wodorotlenku wapnia (wyraźne zmętnienie wobec CO<sub>2</sub>) Przeprowadzenie z tymi roztworami reakcji krzyżowych – wytrącenie osadów PbSO<sub>4</sub> i Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.
- Działanie Fe(III) na pozostałe roztwory znad osadów – wykrycie jonów winianowych.
- Sprawdzenie rozpuszczalności na gorąco – rozpuszczą się sole potasu oraz chlorek ołowiu(II).
- Działanie na zawiesiny roztworem kwasu azotowego(V) – na zimno rozpuszczą się fosforany(V) wapnia i magnezu, na gorąco – szczawian cynku; po ogrzaniu i oziębieniu nie ulegną rozpuszczeniu siarczan(VI) wapnia, chlorek ołowiu(II), jodek miedzi(I), tiocyaniany miedzi(I) i srebra.

- Działanie roztworem  $\text{KMnO}_4$  na zakwaszone kwasem azotowym(V) zawiesiny (poza fosforanami) – odbarwienie na zimno w obecności soli miedzi(I), po ogrzaniu odbarwienie w obecności winianów i szczawianów.
- Działanie roztworem azotanu(V) żelaza(III) na zawiesiny nierozpuszczalne w kwasie azotowym(V) i nietworzące osadu z  $\text{NaOH}$  – rozpuszczanie soli miedzi(I), powstanie czerwonego zabarwienia w obecności tiocyjanianów, żółtego w obecności jodków. Tiocyjanian srebra nie ulegnie rozpuszczeniu, brak również zabarwienia wskazującego na jony tiocyjanianowe.

**b) Reakcje krzyżowe.**

- Zmieszanie roztworów znad  $\text{CaSO}_4$  (**próbówka 3**) i  $\text{PbCl}_2$  (**próbówka 6**) – wydzielenie białego osadu  $\text{PbSO}_4$ . Stężenie jonów  $\text{SO}_4^{2-}$  nad osadem  $\text{CaSO}_4$  wynosi  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , jonów  $\text{Pb}^{2+}$  nad  $\text{PbCl}_2$   $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , co prowadzi do wartości iloczynu stężenia jonów  $2 \cdot 10^{-5}$  (po uwzględnieniu wzajemnego rozcieńczenia), tzn. większej od iloczynu rozpuszczalności  $\text{PbSO}_4$ .
- Zmieszanie roztworów znad osadu wodorofosforanu(V) wapnia (**próbówka 4**) lub fosforanu(V) magnezu (**próbówka 5**) i chlorku ołowiu (**próbówka 6**) prowadzi do wytrącenia osadu fosforanu(V) ołowiu(II), gdyż  $[\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{2-}]^2$  ma wartość znacznie wyższą od  $K_{s0}$  dla  $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ .
- Zmieszanie roztworów znad jodku miedzi(I) (**próbówka 8**) i tiocyjanianu srebra (**próbówka 10**) – powstanie po dłuższym czasie nikłego żółtawego osadu jodku srebra, gdyż osad jodku srebra jest trudniej rozpuszczalny niż tiocyjaniany srebra bądź miedzi(I). Zmieszanie białych zawiesin  $\text{CuI}$  i  $\text{AgSCN}$  powoduje żółknięcie osadu od wydzielającego się  $\text{AgI}$ . Powstały  $\text{CuSCN}$  reaguje z jonami  $\text{Fe(III)}$  tworząc czerwone zabarwienie.

**c) Identyfikacja roztworów zawierających substancje nieorganiczne.**

Nr prob.	Wykryto	Uzasadnienie
1	$\text{KClO}_4$	Osad krystaliczny, rozpuszczalny po dodaniu wody na gorąco, rekrytalizuje po oziębieniu, nie reaguje z $\text{KMnO}_4$ po zakwaszeniu i ogrzaniu, nie wykazuje reakcji z $\text{Fe(III)}$ , nie reaguje z żadnym metalowskaźnikiem.
2	KHwin	Rozpuszczalny po dodaniu wody na gorąco, rekrytalizuje po oziębieniu, reaguje po zakwaszeniu i ogrzaniu z $\text{KMnO}_4$ , odbarwiając go, wykazuje żółte zabarwienie z $\text{Fe(III)}$ , nie reaguje z żadnym metalowskaźnikiem.
3	$\text{CaSO}_4$	Osad drobnokrystaliczny, nie rozpuszcza się po ogrzaniu, rozpuszcza się w dużej objętości kwasu azotowego(V),

		nie reaguje z $\text{KMnO}_4$ , nie reaguje z $\text{Fe(III)}$ , ciecz znad osadu po zmieszaniu z cieczą z próbówki 7 wytrąca biały, krystaliczny osad. Z mureksydem i kalcesem wykazuje charakterystyczne zabarwienie.
4	$\text{CaHPO}_4$	Osad bezpostaciowy, nie rozpuszcza się na gorąco, rozpuszcza się w kwasie azotowym(V), ciecz znad osadu strąca osad z $\text{NaOH}$ nierozpuszczalny w nadmiarze. Ciecz znad osadu po zmieszaniu z cieczą znad próbówki 6 strąca obfity, biały osad rozpuszczalny w $\text{HNO}_3$ . Z mureksydem i kalcesem wykazuje charakterystyczne zabarwienie.
5	$\text{MgHPO}_4$	Osad drobnokrystaliczny, nierozpuszczalny na gorąco, rozpuszczalny w kwasie azotowym(V), po zalkalizowaniu ponownie strąca się biały osad. Nie reaguje z $\text{KMnO}_4$ . Ciecz znad osadu po zmieszaniu z cieczą znad próbówki 6 strąca biały osad rozpuszczalny w $\text{HNO}_3$ . Prowadzi do powstania czerwono-fioletowego zabarwienia z czernią eriochromową T, które przechodzi w granatowe z EDTA.
6	$\text{PbCl}_2$	Osad biały, drobnokrystaliczny, rozpuszczalny na gorąco, rekrytalizuje po oziębieniu w postaci charakterystycznych białych blaszek, klarowna ciecz znad osadu strąca z $\text{NaOH}$ biały osad rozpuszczalny w nadmiarze $\text{NaOH}$ , z cieczą z próbówki 3 strąca biały, drobnokrystaliczny osad. Z oranżem ksylenolowym wytwarza czerwone zabarwienie, po dodaniu EDTA – żółte.
7	$\text{ZnC}_2\text{O}_4$	Osad drobnokrystaliczny, nierozpuszczalny na gorąco, rozpuszczalny na gorąco w kwasie azotowym(V), alkalizacja prowadzi do ponownego wytrącenia osadu, roztwór po zakwaszeniu odbarwia na gorąco $\text{KMnO}_4$ . Nie reaguje z $\text{Fe(III)}$ . Z czernią ET wykazuje w obecności buforu amonowego fioletowo-czerwone zabarwienie, po dodaniu EDTA zabarwienie granatowe.
8	$\text{CuI}$	Osad brudnobiały, nierozpuszczalny na gorąco, nierozpuszczalny na gorąco w kwasie azotowym(V), odbarwia po zakwaszeniu na zimno roztwór $\text{KMnO}_4$ , rozpuszcza się po dodaniu azotanu(V) żelaza(III), przy czym roztwór żółknie, po wytrząśnięciu z chloroformem warstwa rozpuszczalnika przyjmuje fioletowe zabarwienie. Charakterystyczne zabarwienie z mureksydem.
9	$\text{CuSCN}$	Osad brudnobiały, nierozpuszczalny na gorąco, nierozpuszczalny w kwasie azotowym(V), odbarwia po zakwaszeniu na zimno roztwór $\text{KMnO}_4$ , rozpuszcza się po dodaniu azotanu(V) żelaza(III) przy czym roztwór przyjmuje czerwone zabarwienie – wskazuje to jednoznacznie na tiocyjanian miedzi(I). Wykazuje pomarańczowe zabarwienie z mureksydem i fioletowe z czernią ET (nie zmienia zabarwienia po dodaniu EDTA).



10	AgSCN	Osad biały, nierozpuszczalny na gorąco, nierozpuszczalny w kwasie azotowym(V), nie reaguje po zakwaszeniu z $\text{KMnO}_4$ , nie tworzy z azotanem(V) żelaza(III) barwnego połączenia, ale po dodaniu osadu z próbówki 8 tworzy się czerwone zabarwienie. Zmieszanie zawiesin z próbówek 8 i 10 powoduje powstanie żółtego osadu. Brak reakcji z metalowskimi wskaźnikami.
----	-------	---

d) Identyfikacja metalowskimi wskaźnikami.

Am-pułka	Wykryto	Uzasadnienie
A	CT	W obecności buforu amonowego z jonami obecnymi w roztworach znad osadów z próbówek 3-9 tworzy fioletowo-czerwone zabarwienie, w przypadku próbówek 6 i 8 niktę. Po dodaniu roztworu EDTA następuje zmiana zabarwienia roztworu na granatową, z wyjątkiem próbówek 8 i 9, gdzie barwa jest fioletowo-niebieska. Wskazuje to na obecność jonów miedzi w próbówkach 8 i 9 oraz cynku, ołowiu, magnezu i wapnia w pozostałych.
B	KA	Wskaźnik ten reaguje jedynie z jonami metali z próbówek 3 i 4 tworząc w środowisku zalkalizowanym kroplą roztworu NaOH fioletowo-czerwone zabarwienie. Po dodaniu kilku kropli roztworu EDTA roztwór zmienia barwę na jasnoniebieską. Świadczy to o obecności jonów wapnia w próbówkach 3 i 4, zaś zidentyfikowanym wskaźnikiem jest kalces.
C	MU	Z jonami metali z próbówek 3 i 4 tworzy malinowe zabarwienie w roztworze lekko zalkalizowanym NaOH oraz żółtobrunatne z roztworami z próbówek 8 i 9 w obecności buforu amonowego. Po dodaniu roztworu EDTA barwa roztworów zmienia się na fioletową. Tak zachowuje się mureksyd z jonami wapnia (próbówki 3 i 4) oraz miedzi (próbówki 8 i 9).
D	OK	W obecności tego wskaźnika roztwory z próbówek 6 i 7 tworzą odpowiednio czerwono-fioletowe i czerwono-brunatne zabarwienie, które po dodaniu EDTA przechodzi w żółte. Tak zmienia zabarwienie oranż ksylenolowy. Potwierdza to obecność cynku w roztworze 7 (po uwzględnieniu obserwacji z punktu A) i ołowiu w próbce 6.

e) Równania reakcji zachodzących podczas identyfikacji.

Nr

- 1 prob. 6 + roztw NaOH  
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow$
- 2 prod. reakcji 1 + NaOH  
 $\text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$
- 3 prob. 5 + roztw  $\text{HNO}_3$   
 $\text{MgHPO}_4\downarrow + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
- 4 prob. 5 + próbówka 6  
 $3\text{Pb}^{2+} + 2\text{HPO}_4^{2-} \longrightarrow \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 2\text{H}^+$
- 5 prob. 8 + roztw  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$   
 $2\text{CuI}\downarrow + 4\text{Fe}^{3+} \longrightarrow 2\text{Cu}^{2+} + \text{I}_2 + 4\text{Fe}^{2+}$
- 6 prob. 8 + roztw  $\text{KMnO}_4$   
 $10\text{CuI} + 4\text{MnO}_4^- + 32\text{H}^+ \longrightarrow$   
 $\longrightarrow 10\text{Cu}^{2+} + 5\text{I}_2 + 4\text{Mn}^{2+} + 16\text{H}_2\text{O}$
- 7 prob. 6 + prob. 3  
 $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{PbSO}_4\downarrow$
- 8 prob. 7 + roztw  $\text{HNO}_3$   
 $\text{ZnC}_2\text{O}_4 + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 9 prod. reakcji 8 +  $\text{KMnO}_4$   
 $2\text{MnO}_4^- + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 6\text{H}^+ \longrightarrow$   
 $\longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 10\text{CO}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
- 10 prob. 7 + roztw  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$   
 $\text{CuSCN} + 2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^{2+} + \text{FeSCN}^{2+}$
- 11 prob. 2 + roztw  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$   
 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{Hwin}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{win})_3^{3-} + 3\text{H}^+$
- 12 prob. 2 + roztw  $\text{KMnO}_4$  + roztw  $\text{HNO}_3$   
 $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6\downarrow + 2\text{MnO}_4^- + 7\text{H}^+ \longrightarrow$   
 $\longrightarrow \text{K}^+ + 4\text{CO}_2\uparrow + 2\text{Mn}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 13 prob. 8 + prob. 9  
 $\text{CuI} + \text{AgSCN} \longrightarrow \text{AgI} + \text{CuSCN}$
- 14 prob. 5 + prob. 10  
 $3\text{Ag}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + \text{H}^+$

Autorzy zadań: **zadanie 1** – Krzysztof Maksymiuk, **zadanie 2** – Andrzej Ostrowski, **zadanie 3** – Sergiusz Luliński, **zadanie 4** – Piotr Kwiatkowski, **zadanie 5** – Janusz Stępiński, **zadanie laboratoryjne** – Stanisław Kuś.

**ZNAJDŹ NAS NA FACEBOOKU!**

<http://www.facebook.com.ChemiaWSzkole>

# Recenzje książek wydawnictwa TUTOR

Iwona PALESKA

Wydawnictwa TUTOR otrzymaliśmy do recenzji dwie najnowsze pozycje. Pierwsza z przedstawionych do recenzji książek to *Konkursy chemiczne w gimnazjum. Zestawy zadań z rozwiązaniami*. Jej autorem jest dr inż. Zdzisław Głowacki, znany autor wielu książek o tematyce chemicznej – podręczników szkolnych, ćwiczeń, testów kompetencji, poradników dla nauczycieli oraz innych opracowań popularyzujących chemię.



Recenzowana książka, licząca 250 stron, adresowana jest do uczniów gimnazjum, przygotowujących się do egzaminu końcowego z przedmiotów przyrodniczych oraz uczniów biorących udział w różnorodnych konkursach chemicznych. Jej zawartość składa się z dwóch części. Pierwsza z nich zatytułowana jest *Chemiczna dialektyka. Zadania i ćwiczenia*. W drugiej części natomiast, zatytu-

łowanej *Zestawy zadań konkursowych*, autor przedstawił 5 zestawów zadań. Tematyka części pierwszej, podzielona na dziewięć rozdziałów, dotyczy następujących zagadnień:

- *Atomy, cząsteczki i substancje chemiczne*
- *Roztwory i mieszaniny*
- *Reakcje chemiczne*
- *Stechiometria – podstawy obliczeń chemicznych*
- *Wykresy rozpuszczalności w różnych temperaturach*
- *Zmiany gęstości wodnych roztworów kwasu siarkowego(VI) w zależności od temperatury i stężenia*
- *Zróżnicowanie występowania pierwiastków*
- *Dziury ozonowe*
- *Co ma E 322 do piernika?*
- *Odpowiedzi do zadań.*

Jak widać z zamieszczonych powyżej tytułów rozdziałów, autor przedstawił tematykę obowiązującą na egzaminach i konkursach gimnazjalnych w trochę inny niż zwykle przyjmowany, niestandardowy sposób. Zamysłem autora było prawdopodobnie takie pogrupowanie zagadnień, aby pokazywały one wzajemne związki przyczynowo-skutkowe, ilustrowały i tłumaczyły różne znane z życia zjawiska przyrodnicze, a ponadto zachęcały ucznia do wyszukiwania i stosowania informacji, zamieszczonych w postaci licznych tekstów, tabel i wykresów. W książce znalazło się ponadto *vademecum* chemika – gimnazjalisty, porządkujące wiadomości dotyczące podstaw obliczeń chemicznych. Język, którym posługuje się autor jest przystępny i zrozumiały, a umieszczony prolog, zatytułowany *Od alchemii do współczesnych nauk chemicz-*

*nych*, w ciekawy sposób wprowadza czytelnika do analizy tekstu książki. Recenzowana książka na tle innych pozycji poświęconych tej samej tematyce prezentuje się dobrze, a jej nowatorstwo polega na tym, że nie powieliła ona typowych sposobów prezentacji zadań, przez co sprawia, że nauka chemii jest ciekawsza i bardziej zapadająca w pamięć.

W opracowaniu tym istnieją jednak pewne nieścisłości, których wskazanie jest obowiązkiem recenzenta. Należą do nich m.in. niejasne lub niezręczne sformułowania, np. „jeśli masę cząsteczkową wyrazimy w gramach” (str. 51), „w reakcji chemicznej atomy pierwiastków są niezniszczalne” (str. 53), „woda krystalizacyjna należy także do masy molowej” (str. 121), „liczba masowa drugiego izotopu jest o 2 u wyższa od liczby masowej pierwszego izotopu” (zad. 2.2 na str. 168).

Sugerowałabym również, aby w reakcjach redoks, w których uczestniczą jony  $MnO_4^-$ , nie używać jako reagenta kwasu solnego [którego aniony ulegałyby utlenianiu do  $Cl_2$  manganianem(VII)], tylko siarkowego(VI), (zad. 2.12 na str. 173, zad. 5.13 na str. 245). Ponadto określenia „szczawian sodowy” czy „octan wapniowy” należy zastąpić nazwami, odpowiednio, octan wapnia i szczawian sodu. W zad. 1 ze str. 14 zrezygnowałabym z określenia „para”, bo jest ono tożsamy ze słowem „gaz”, a wtedy 2 odpowiedzi są poprawne. W odniesieniu do zadania 2 ze str. 19 nie zgadzam się też, że wszystkie metale mają srebrzystą barwę (np. miedź i złoto z pewnością srebrzyste nie są). W zad. 1 str. 29 słowo „zjawisko”, dotyczące

utleniania, lepiej zamienić na „proces”. Zwracam też uwagę na pomyłkę w kolejności podanych symboli pierwiastków w odpowiedzi do zad. 8 str. 55. Z kolei w tabeli do zad. 10 str. 56 warto umieścić jednostki oraz dodać nawias we wzorze gipsu krystalicznego (zad. 16 na str. 61). W zad. 3.17a (str. 186) zamiast słowa „próbówce” powinno być „kolbie”, a w odpowiedzi do zadania 4.6 (str. 194) – na str. 237 powinno znaleźć się „środowisko zasadowe”, a nie „kwasowe”.

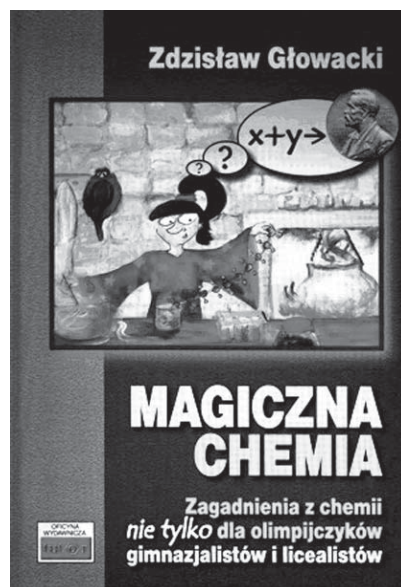
Poniżej przytaczam jeszcze niektóre z moich zastrzeżeń merytoryczno-terminologicznych.

Nieprawdą jest, że w związku chemicznym niemetalu z niemetalem, jeżeli oba pierwiastki należą do tej samej grupy, to pierwszy występuje ten o niższej liczbie atomowej (dziwi zapis tlenku siarki(IV) –  $O_2S$ , zad. 19 na str. 23). Decyduje o tym raczej różnica elektroujemności. Reakcja magnezu z parą wodną prowadzi do utworzenia tlenku magnezu, a nie wodorotlenku (zad. 1 str. 39), a wartościowość to nie to samo co stopień utlenienia (zad. 16 str. 27 i str. 103), który jest tożsamy z elektrowartościowością. W zadaniu 11 str. 41 zamiast słowa „wnioski” powinno być „obserwacje”, a prawidłową odpowiedzią, oprócz podanej C, jest także D, bo podczas rozkładu wodorowęglanu amonu oprócz amoniaku i pary wodnej powstaje również tlenek węgla(IV).

Dla związków jonowych, występujących w postaci kryształów, a nie cząsteczek nie powinniśmy posługiwać się terminem „krotność wiązania” (str. 159 – krotność wiązania dla NaCl). Z tego samego powodu określenie „cząsteczki NaCl” (zad. 2.2 str. 168) to poważny błąd merytoryczny, sugerujący nieprawidłową strukturę tej substancji, podobnie jak sformułowania: „cząsteczka dwuatomowa NaCl, KF” (zad. 4.5, str. 193 oraz str. 237) i przedstawianie wiązania jonowego za pomocą kreski symbolizującej parę elektronów (zad. 1.17 str. 165 i str. 219 oraz zad. 2.3 str. 169 i 222).

Dobrze byłoby w następnym wydaniu poprawić również wytlumaczenie zmiany mocy kwasów beztlenowych przez pierwiastki należące do siedemnastej grupy układu okresowego, bo nie można powiedzieć, że „duży anion jest mocniej hydratowany”, skoro tendencja jest dokładnie odwrotna. Proponowałabym również wprowadzić oznaczenie (w nagłówku części z odpowiedziami), którego rozdziału omawiane odpowiedzi dotyczą. Ułatwiłoby to na pewno korzystanie z książki.

Powyższe uwagi nie umniejszają jednak dużej wartości pracy. Podsumowując tę część recenzji stwierdzam, że książka zawiera obszerny i wartościowy materiał i po naniesieniu poprawek będzie cenną pozycją literaturową zarówno dla uczniów, jak i ich nauczycieli.



Kontynuacją książki *Konkursy chemiczne w gimnazjum. Zestawy zadań z rozwiązaniami* jest *Magiczna chemia. Zagadnienia z chemii nie tylko dla olimpijczyków – gimnazjalistów i licealistów*, napisana również przez dr. inż. Zdzisławę Głowackiego. Książka ta składa się ze wstępu i dziewięciu rozdziałów zatytułowanych:

- *Magiczna chemia*
- *Chemia i historia*
- *Chemiczne Noble*

- *Izomery – chemiczne anagramy*
- *W krainie chiralnych molekuł*
- *Elementy stereochemii*
- *Kwasy, zasady, sole i bufony*
- *Węglowodory aromatyczne*
- *Anekdoty o uczonych.*

W części drugiej książki znajdują się natomiast *Podpowiedzi* do poszczególnych rozdziałów części pierwszej. Myślę, że te tytuły same w sobie sugerują wartościową zawartość książki. Głównym walorem tej publikacji są zagadnienia wykraczające poza program gimnazjum, łączące zagadnienia omawiane tam i w liceum oraz pomagające uczniom w przygotowaniu się do różnych konkursów. Treść książki ma za zadanie zaciekać i pobudzić do dalszych własnych poszukiwań czytelnika, także zainteresowanego nie tylko naukami ścisłymi. Język publikacji jest bardzo czytelny, książkę czyta się z prawdziwą przyjemnością, tym bardziej że została ona porządnie wydana i ładnie zilustrowana.

Wśród omawianych zagadnień warto zwrócić uwagę na trudne kwestie dotyczące elementów stereochemii, w tym chiralności molekuł. W tekście książki proponuję naniesienie tylko kilku drobnych poprawek. Na str. 74, w podpisie pod reakcją powinno być „etanal” a nie „etenal”; na str. 156 zad. 7.1 warto sprecyzować warunki, tj. podać rozpuszczalnik (woda) i temperaturę 25°C. Warto też uzupełnić definicję na str. 165, dotyczącą roztworów buforowych: „są to przeważnie roztwory słabych kwasów i ich soli lub słabych zasad i ich soli”, podając, że sole te pochodzą – w pierwszej sytuacji – od mocnych zasad, a w drugim przypadku od mocnych kwasów; można również dopisać, że mogą to być roztwory rozpuszczalnych soli kwasów wieloprotonowych.

Najprostszą jednak definicją roztworów buforowych byłoby sformułowanie, że jest to mieszanina zawierająca sprzężoną parę kwas/zasada według Brönsteda, o dostatecznie dużych (zapewniających od-



powiednio dużą pojemność buforową) stężeniach obu składników tej pary. Proponuję również poprawić zbyt uproszczone określenie na str. 166, dotyczące pojemności buforowej, a wyrażone słowami „pojemność buforowa jest wprost proporcjonalna do stężenia roztworu”.

Wymienione wyżej usterki z pewnością jednak nie umniejszają wyso-

kiej wartości recenzowanej książki. Jestem głęboko przekonana, że jest ona bardzo cenną pozycją wśród podręczników i pomocy szkolnych.

Podsumowując, obie omawiane publikacje – *Konkursy chemiczne w gimnazjum. Zestawy zadań z rozwiązaniami* oraz *Magiczna chemia. Zagadnienia z chemii nie tylko dla olimpijczyków – gimnazjalistów*

*i licealistów* mogą być z powodzeniem wykorzystywane nie tylko przez uczniów przygotowujących się do konkursów i olimpiad przedmiotowych, ale i przez nauczycieli, dla których staną się z pewnością źródłem inspiracji w trakcie przygotowywania zajęć.

dr Iwona Paleska

Wydział Chemii, Uniwersytet Warszawski

# Zjazd PTCh i SITPCh w Białymstoku

Krystyna GANS

W dniach 16–20 września 2012 roku odbył się w Białymstoku 55. Zjazd Polskiego Towarzystwa Chemicznego i Stowarzyszenia Inżynierów i Techników Przemysłu Chemicznego. Organizatorami Zjazdu byli: Oddział Białostocki Polskiego Towarzystwa Chemicznego, Instytut Chemii Uniwersytetu Białostockiego, przy współudziale Politechniki Białostockiej oraz Uniwersytet Medyczny w Białymstoku. Był to zarazem zjazd wyborczy. W przeddzień otwarcia Zjazdu odbyły się bowiem wybory prezesa Polskiego Towarzystwa Chemicznego, którym został ponownie prof. dr hab. Bogusław Buszewski z Uniwersytetu im. Mikołaja Kopernika w Toruniu. Odbyły się również wybory w Sekcji Dydaktyki Chemii – na przewodniczącego wybrany został dr hab. Maciej Janiuk z Uniwersytetu im. Marii Skłodowskiej-Curie w Lublinie, a na wiceprzewodniczącą – dr Iwona Maciejowska z Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie.

Podczas uroczystego otwarcia Zjazdu w auli Wydziału Nauki



o Zdrowiu Uniwersytetu Medycznego w Białymstoku, którego dokonał prezes Polskiego Towarzystwa Chemicznego, prof. dr hab. Bogusław Buszewski, wręczono wybitnym chemikom medale i odznaczenia Polskiego Towarzystwa Chemicznego oraz nagrody za najlepsze prace doktorskie i magisterskie w roku akademickim 2011/2012.

Medal im. Marii Skłodowskiej-Curie, za wybitne osiągnięcia w chemii dla chemika pracującego stale za granicą, otrzymał prof. dr

hab. Krzysztof Matyjaszewski z Carnegie Mellon University w Pittsburgu. Zainteresowania naukowe prof. Matyjaszewskiego obejmują: polimeryzację kontrolowaną, katalizę, chemię środowiska oraz zaawansowane materiały dla potrzeb elektroniki i zastosowań biomedycznych.

Medal im. Jędrzeja Śniadeckiego, za wybitne osiągnięcia naukowe w dziedzinie chemii, a w szczególności za istotny wkład w rozwój analityki i monitoringu w chemii środowiska, otrzymał prof. dr hab. Jacek Namieśnik z Politechniki Gdańskiej.

Laureatką Medalu im. Wiktora Kemuli za wybitne osiągnięcia naukowe w dziedzinie chemii analitycznej została prof. dr hab. Ewa Bulska z Uniwersytetu Warszawskiego. Prowadzone przez odznaczoną badania koncentrują się na problemach dotyczących procesów atomizacji elektrotermicznej oraz wprowadzaniu do układu pomiarowego substancji w fazie gazowej, m.in. dla reakcji generowania wodorków, zastosowania spektrometrii emisyjnej ze wzbudzeniem w plazmie oraz badania obiegu rtęci w środowisku naturalnym na poziomie śladowym, a także badania

zabytkowych rękopisów korodujących pod wpływem stosowanych w dawnych czasach atramentów.

Prof. dr hab. Piotr Paneth z Politechniki Łódzkiej otrzymał Medal im. Jana Zawidzkiego za wybitne osiągnięcia z zakresu chemii fizycznej i nieorganicznej. Prof. Paneth zajmuje się tematyką efektów izotopowych w wiązaniu ligandów z enzymami. Jako pierwszy na świecie przeprowadził optymalizację całego enzymu na poziomie kwantowym.

Medalem im. Jana Harabaszewskiego za wybitne osiągnięcia naukowe w zakresie dydaktyki chemii uhonorowano prof. UP, dr. hab. Jana Rajmunda Paśko z Zakładu Dydaktyki Chemii Uniwersytetu Pedagogicznego w Krakowie. Jan Rajmund Paśko po ukończeniu XIII Liceum Ogólnokształcącego w Krakowie, a następnie w roku 1966 studiów chemicznych na Wydziale Mat-Fiz-Chem Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie podjął pracę w Katedrze Chemii Wyższej Szkoły Pedagogicznej w Krakowie, skupiając swoje zainteresowania na syntezie związków organicznych. Po uzyskaniu stopnia doktora swoje zainteresowania naukowe skierował na badania w zakresie dydaktyki chemii. W wyniku wieloletnich prac badawczych opracował w roku 1999 program nauczania chemii w gimnazjum, do którego napisał wspólnie z Małgorzatą Nodzyńską podręcznik, wraz z materiałami dla ucznia i nauczyciela, wydany w roku 2010. W roku 2003 uzyskał habilitację na Uniwersytecie im. Masaryka w Brnie w Republice Czeskiej. Jan Rajmund Paśko jest inicjatorem cyklicznych konferencji dotyczących badań w zakresie dydaktyki chemii. Jest on także jednym z inicjatorów uruchomienia w roku 2009 nauczycielskich studiów licencjackich z chemii na Uniwersytecie Pedagogicznym w Krakowie. Od wielu lat współpracuje z ośrodkami naukowymi w Republice Czeskiej i na Słowacji. Jest autorem około 300 artykułów oraz skryptów dla studentów, w tym „Ćwiczeń laboratoryj-

nych z dydaktyki chemii”. Obecnie profesor w swojej działalności naukowej skupia się także na tworzeniu interaktywnych programów nauczających.

Miłym akcentem inauguracji tegorocznego Zjazdu był udział w nim zaproszonych uczniów, uczestników Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej w Waszyngtonie, którzy zdobyli tam dwa srebrne i dwa brązowe medale. Prezes Polskiego Towarzystwa Chemicznego, prof. Bogusław Buszewski wręczył im na forum Zjazdu listy gratulacyjne oraz drobne upominki. Podkreślił przy tym znaczącą rolę nauczycieli w procesie kształcenia i konieczność nawiązywania współpracy uczelni wyższych ze szkołami.

Inauguracyjny wykład plenarny „Białystok – miasto na styku wschodu i zachodu” przygotowany i wygłoszony przez prof. Adama Dobrońskiego ukazał świetność miasta Branickich oraz historię całego województwa podlaskiego poczynając od XVIII wieku.

Podczas obrad Sekcji Dydaktyki Chemii wygłoszono pięć wykładów i cztery komunikaty sekcyjne, w których omówiono aktualne problemy koncepcji kształcenia przedmiotów przyrodniczych, a w przedstawionych na sesji posterowej trzynastu posterach zaprezentowano metody nauczania chemii oraz wyniki Olimpiady Chemicznej.

W wykładzie „Nowa Podstawa Programowa, czyli od przyrody w szkole podstawowej do przyrody w szkole ponadgimnazjalnej” prof. dr hab. Hanna Gulińska z Uniwersytetu im. Adama Mickiewicza w Poznaniu przedstawiła istotne zmiany w programie nauczania w nowym roku szkolnym, w tym skoncentrowanie nauczania wokół mediów i eksperymentu. Środki wspomagające nauczanie, takie jak elektroniczne podręczniki (multibooki) oraz zeszyty elektroniczne, materiały interaktywne na platformach edukacyjnych pojawiają się w różnych pakietach edukacyj-

nych, a ich dostępność zachęca nauczycieli do podejmowania różnego rodzaju inicjatyw innowacyjnych.

Nowością są indywidualne zestawy laboratoryjne umożliwiające uczniowi samodzielną pracę badawczą zarówno w gimnazjum, jak i w szkole ponadgimnazjalnej. Prof. Gulińska podkreśliła, że praca z podręcznikiem obudowanym zestawem MiniLab umożliwi dostosowanie tempa nauki do rzeczywistych możliwości ucznia, pobudza inicjatywę i samodzielność młodzieży w działaniu i myśleniu, wyrabia poczucie odpowiedzialności za wykonanie zadania. Inne walory multibooka to oszczędność czasu nauczyciela, atrakcyjna forma przekazu, łatwość w obsłudze narzędzi do prezentacji, możliwość natychmiastowego wyboru dowolnych multimediów i sposobu ich ekspozycji.

Dr Iwona Maciejowska z Zakładu Dydaktyki Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie w swoim wykładzie „Nauczanie przez dociekanie naukowe na lekcjach chemii w szkołach ponadgimnazjalnych” podkreśliła, że obecnie najbardziej promowaną w Europie strategią kształcenia jest nauczanie przedmiotów przyrodniczych i ścisłych poprzez dociekanie naukowe (ISBE), kształtujące postawy badawcze uczniów, co znalazło odbicie w polskiej nowej Podstawie Programowej. Zaprezentowała przy tym wskazówki dotyczące realizacji doświadczeń, które będą służyć rozwojowi umiejętności badawczych uczniów przez uczenie ich definiowania problemów, stawiania hipotez, planowania, obserwowania, samodzielnego wyciągania wniosków itp. Kształcenie nauczycieli w metodzie IBSE prowadzone jest m.in. przez Zakład Dydaktyki Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie w ramach projektu ESTABLISH 7 Programu Ramowego.

„Substancje obniżające kaloryczność żywności” to temat wykładu dr Beaty Dasiewicz i dr Katarzyny Dobrosz-Teperek ze Szkoły Głównej

Gospodarstwa Wiejskiego w Warszawie, w którym autorki zwróciły uwagę na powody dramatycznego zwiększenia występowania otyłości i zaburzeń metabolicznych oraz chorób o takim podłożu. Styl życia i zmiany w sposobie żywienia populacji lepiej sytuowanych pod względem finansowym spowodowały przeobrażenia struktury diety, tj. zwiększyło się pobieranie energii, spożycie białka zwierzęcego, kwasów tłuszczowych nasyconych i nienasyconych o konfiguracji *trans* oraz cukrów prostych, a zmniejszyło się spożycie włókna pokarmowego, kwasów tłuszczowych Omega-3, witamin C i E, a także związków biologicznie czynnych występujących w naturalnych produktach roślinnych. Istnieje zatem konieczność opracowania technologii produktów o obniżonej wartości energetycznej.

Dr hab. Ryszard Janiuk z Zakładu Dydaktyki Chemii Uniwersytetu im. Marii Skłodowskiej-Curie w Lublinie w swoim wykładzie „Współpraca między oświatą a szkołami wyższymi na przykładzie projektu *Profiles*” podkreślił, jak znaczącą rolę odgrywa udział nauczycieli w realizowanych przez szkoły wyższe projektach międzynarodowych. Autor wskazał na korzyści dla nauczycieli, wynikające ze współpracy w ramach projektu *Profiles*, m.in. podniesienie kwalifikacji, wykorzystanie materiałów dydaktycznych w zakresie kształcenia przyrodniczego, udział najbardziej aktywnych nauczycieli w międzynarodowych konferencjach, nawiązanie stałych kontaktów z innymi nauczycielami przedmiotów przyrodniczych, dostęp do platformy internetowej wspomagającej rozwój zawodowy i unowocześnienie procesu kształcenia.

„Przygotowanie dydaktyczne doktorantów” było tematem drugiego wykładu dr Iwony Maciejowskiej z Zakładu Dydaktyki Chemii Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie, w którym poruszyła ona problem kształcenia doktorantów na uczelniach i w jednostkach

naukowych. Obowiązujące Rozporządzenie Ministra Nauki i Szkolnictwa Wyższego z dnia 1 września 2011 roku zderza się z niedostatkami dostępnej w Polsce literatury z zakresu dydaktyk przedmiotowych oraz odpowiednio przygotowanej kadry, zwłaszcza praktyków. Przedstawiony został opis różnorodnych form, jakie będą mieli do dyspozycji doktoranci Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie.

Realizowany przez Zakład Dydaktyki Chemii Uniwersytetu im. Adama Mickiewicza w Poznaniu grant KBN umożliwił pracownikom Zakładu przygotowanie produktu, zawierającego różnorodne materiały wizualne, przeznaczone głównie do wspomagania kształcenia chemicznego zgodnie z wymogami nowej reformy edukacji, pt. „Multimedialny leksykon eksperymentów chemicznych”. Prof. Hanna Gulińska w przedstawionym komunikacie pod tym samym tytułem przedstawiła przydatność i wykorzystanie leksykonu m.in. przez wykładowców szkół wyższych prowadzących zajęcia audytoryjne z danej tematyki w nauczaniu prowadzonym za pomocą tablicy interaktywnej, w tym również w sytuacji zdalnego połączenia tablic umieszczonych w kilku ośrodkach w Polsce, w systemie kształcenia zdalnego w ramach kursów prowadzonych metodą *e-learningu* oraz *blended learningu*.

Dr Małgorzata Bartoszewicz (również z Zakładu Dydaktyki Chemii Uniwersytetu im. Adama Mickiewicza w Poznaniu) wraz z prof. Hanną Gulińską zaprezentowała komunikat pt. „Przykłady realizacji metody projektów z wykorzystaniem narzędzi TI w wybranych wielkopolskich szkołach”. Na przykładzie projektu „eSzkoła – Moja Wielkopolska” autorka wskazała korzyści wynikające dla ucznia, zwłaszcza w doskonaleniu umiejętności uczenia się, z wykorzystywania nowoczesnych technologii informacyjno-komunikacyjnych oraz z przybliżania wiadomości o swoim

regionie, a także rozwijania kompetencji społecznych i obywatelskich.

Dr Jolanta Sawicka z Centrum Edukacji Nauczycieli w Gdańsku przedstawiła formy doskonalenia strategii kształcenia chemicznego w gimnazjach i szkołach ponadgimnazjalnych poprzez organizowanie od roku 2004 „Konferencji metodycznych dla nauczycieli chemii” województwa pomorskiego i pracowników naukowo-dydaktycznych wyższych uczelni z całego kraju. Tematyka dotyczyła nowych kierunków badań naukowych, problemów ochrony środowiska, sposobów nauczania chemii z wykorzystaniem technik multimedialnych, jak również roli szkoły w środowisku lokalnym.

Komunikat „Ogniwa paliwowe jako niekonwencjonalne źródła energii”, przygotowany wraz z dr Izabelą Dobrzyńską z Instytutu Chemii Uniwersytetu w Białymstoku, wygłosiła uczennica I Liceum Ogólnokształcącego w Białymstoku – Paulina Mieldzioć, zwracając uwagę na ich coraz szersze wykorzystanie.

Podczas obrad Sekcji zabrakło niestety czasu na dyskusję ogólną z nauczycielami i autorami wystąpień, która, zwłaszcza wobec wprowadzonych zmian w edukacji, byłaby bardzo użyteczna. Obrady Zjazdu zakończono miłym akcentem wręczenia na sesji plenarnej dziesięciu najlepszym nauczycielom szkół gimnazjalnych wyróżnień Medalem im. Zofii Matysikowej.

Oprócz programu naukowego organizatorzy przygotowali dla uczestników Zjazdu liczne wycieczki w okolicy Białegostoku oraz do Wilna. Ciekawe wycieczki, atrakcyjny program kulturalny oraz gościnność organizatorów wywarły na uczestnikach Zjazdu niezapomniane wrażenia z tego jakże udanego spotkania chemików z całej Polski, które odbyło się pod hasłem „Chemia dla środowiska i cywilizacji”.

Następny Zjazd PTCh odbędzie się we wrześniu 2013 roku w Siedlcach.



# Świat przyrody

E-podręcznik dla szkół ponadgimnazjalnych



Jedyny na rynku edukacyjnym  
tak **bogaty materiał** do nauczania przyrody!

E-podręcznik  
(eBook)



Dziennik projektowy



Materiały edukacyjne,  
E-poradnik  
na [przyroda.zamkor.pl](http://przyroda.zamkor.pl)



Decydując się na **Świat przyrody**, wybierasz:

- ➔ bogaty, kompleksowy materiał w e-podręczniku
- ➔ systematyczną pracę uczniów z **Dziennikiem projektowym**
- ➔ bogatą szatę graficzną
- ➔ wysoką jakość merytoryczną, którą gwarantują specjaliści z zakresu poszczególnych przedmiotów
- ➔ przekrojowe, interdyscyplinarne ujęcie tematów
- ➔ elementy typu:
  - Wstęp filozoficzno-historyczny dla humanistów
  - spis celów operacyjnych
  - *To ważne*
  - *Sprawdź, czy wiesz i potrafisz*
  - liczne ciekawostki, zadania testowe i inne.



**eBook +**  
Dziennik projektowy

# NOWA SERIA DO NAUCZANIA CHEMII

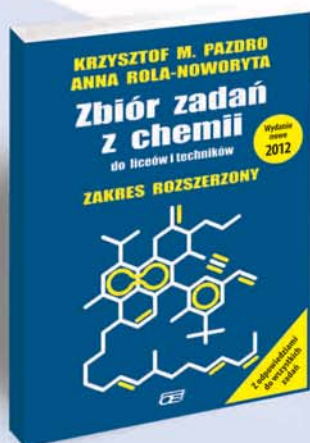
W ZAKRESIE ROZSZERZONYM

## Dla ucznia



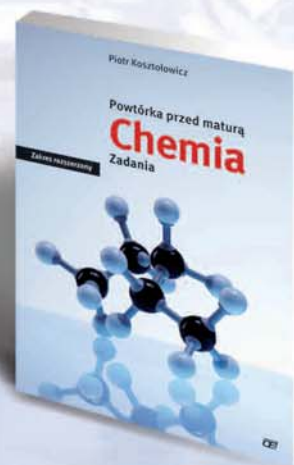
■ podręcznik w postaci trzech modułów (z płytami DVD zawierającymi filmowe wersje doświadczeń) to gwarancja rzetelnego przygotowania do matury i studiów przyrodniczych

■ trzy części zbiorów zadań typu maturalnego, skorelowanych z odpowiednimi modułami podręcznika, niezwykle przydatne w bieżącym ćwiczeniu umiejętności przed maturą



W nowym, zmienionym i rozszerzonym wydaniu zbioru:

- nazewnictwo związków chemicznych dostosowano do nomenklatury zalecanej przez IUPAC i PTChem
- w większości rozdziałów dodano wiele nowych zadań
- umieszczono zadania dotyczące Iloczynu rozpuszczalności i Teorii Brønsteda
- podano odpowiedzi do wszystkich zadań



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

## Dla nauczyciela



Oficyna Edukacyjna \* Krzysztof Pazdro

[www.pazdro.com.pl](http://www.pazdro.com.pl)