

# Chemia w Szkole

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

Nr 6 LISTOPAD/GRUDZIĘŃ 2013

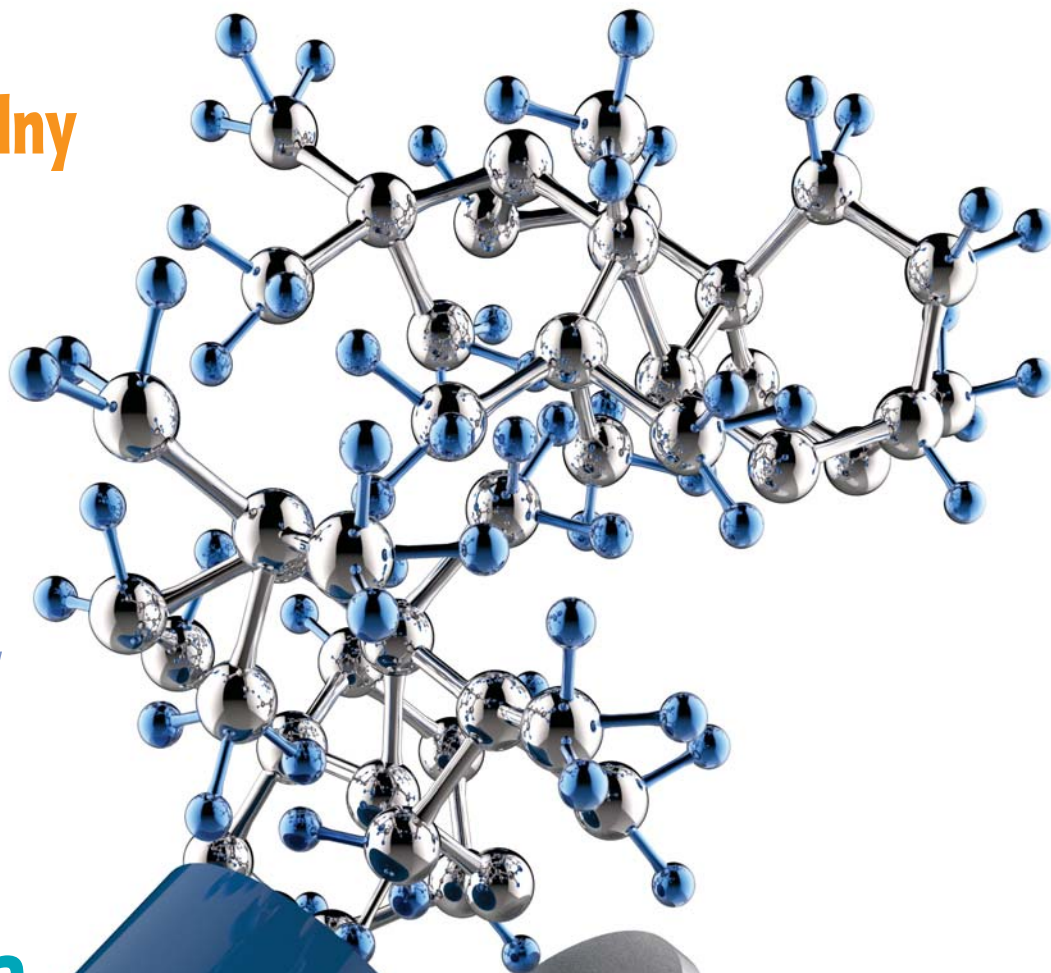
Przykładowy  
arkusz maturalny

O izomerii  
optycznej

Propozycje zadań  
dla licealistów

Elektronacja  
i deelektronacja?

O środkach  
odchudzających



82050301312006

ISSN 0411-8634



9 770411 863303

12

# Czasopisma pedagogiczne **odkryj je na nowo!**

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

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

Zmieniamy się  
dla Ciebie!



**Sprawdź nas - zamów prenumeratę!**

Redakcja Czasopism Pedagogicznych EduPress, Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Spółka z o.o.  
Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa, tel. 22 244 84 78, faks 22 244 84 10, e-mail: prenumerata@raabe.com.pl

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





## Szanowni Państwo

Niemal trzy dekady temu, na konferencjach dydaktycznych, a także na łamach naszego czasopisma, pojawiły się propozycje rewizji określeń utleniania i redukcji jako nieoddających istoty procesów związanych z przeniesieniem elektronów w reakcjach chemicznych. W zamian prof. Z. Kecki sugerował wtedy przyjęcie, występujących wcześniej w opracowaniach prof. Z. Libuś, a także w jednym z podręczników prof. P. Atkinsa, pojęć *dezelektronacja* i *elektronacja*. Idea ta nie znalazła wówczas (i dotychczas) szerszego oddźwięku, także w środowisku akademickim, które zresztą z natury swojej jest raczej konserwatywne. Dziś do tamtego pomysłu powracają i rozwijają go w swoim opracowaniu prof. P. Sanecki i mgr inż. Ł. Głowczyński. Nie ukrywam, że artykułem tym zapraszam Państwa do dyskusji i bardzo na jej rozpoczęcie liczę, pomny twórczego odzewu środowiska chemików na niedawne polemiczne opracowanie dr. Krzysztofa Pazdry na temat nomenklatury chemicznej. Ten sam zespół Autorów proponuje Państwu następnie interesujący wariant prezentacji zjawiska izomerii optycznej na podstawie różnych ciekawie dobranych przykładów. A propos, czy znają Państwo nową figurę geometryczną K-DRON, opatentowaną przez Polaka?

Zanim zapadną w tej kwestii ewentualne nowe ustalenia, polecam Państwu materiały z pewnością kwalifikujące się do niezwłocznego wykorzystania na lekcjach chemii: najnowsze propozycje zadań maturalnych i utrwalających autorstwa p. K. Kaznowskiego i dr M. Czaia oraz kontynuację rozważań mgr. inż. M. Maciochy na temat graficznej interpretacji zagadnień stężeń roztworów. Całkiem aktualną tematykę stanowią też (niestety) ryzykowne kuracje odchudzające, co opisują inni nasi stali Autorzy: dr M. Galek i dr inż. J. Ortyl.

Kącik olimpijski jest tym razem bardzo niestandardowy, ponieważ poza kolejną porcją zadań znajdując Państwo unikatowy tekst, w którym Nauczyciele-Mistrzowie: dr S. Banaszkiewicz i mgr E. Serafin ujawniają, jak przygotowują uczniów do olimpiady w trakcie liczących sobie już ponad 50 lat działalności kół chemicznych w VI Liceum Ogólnokształcącym w Radomiu.

**Tradycyjnie, kończąc kolejny rok wydawania naszego czasopisma, pozostaje mi życzyć Państwu przyjemnej lektury, pogodnych Świąt Bożego Narodzenia oraz wszelkiej pomyślności w nadchodzącym Nowym Roku.**

## Nauka i technika

## 4. Ciekawostki

• Marek Orlik

## 19. O środkach odchudzających

• Mariusz Galek, Joanna Ortyl



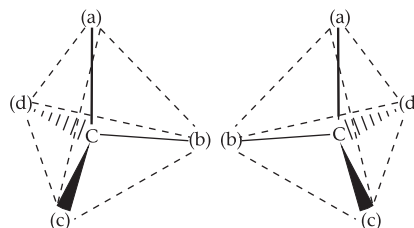
## Kształcenie nauczycieli chemii

## 5. Elektronacja i dezelektronacja zamiast utleniania i redukcji

• Przemysław T. Sanecki,  
Łukasz A. Głowczyński

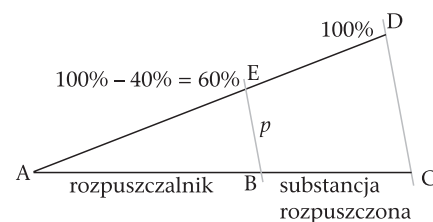
## 24. Izomeria optyczna w szkole średniej: od modeli geometrycznych do cząsteczek związków biologicznie czynnych

• Przemysław T. Sanecki,  
Łukasz A. Głowczyński



## 48. Jeszcze o graficznym rozwiązywaniu zadań o roztworach

• Marian Maciocha



## Konkursy i olimpiady chemiczne

## 10. 45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna

• Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik

## Informacje, recenze, porady

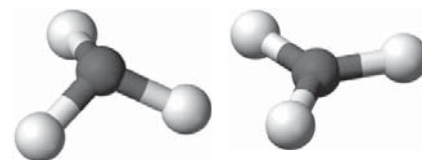
## 31. Roczny cykl pracy kół chemicznych w VI Liceum Ogólnokształcącym im. Jana Kochanowskiego w Radomiu

• Stanisław Banaszkiewicz, Ewa Serafin

## Metodyka i praktyka szkolna

## 35. Przykładowy arkusz maturalny

• Kamil Kaznowski



## 42. Propozycja zadań utrwalających dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych z zakresu: aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze

• Małgorzata Czaja



**Chemia w Szkole**

czasopismo dla nauczycieli

**edu**  
**PRESS**

Czasopisma  
Pedagogiczne

NUMER 6 LISTOPAD/GRUDZIEŃ 2013

307 (LVIII) indeks 354562 ISSN 0411-8634

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

Zdjęcie na okładce: ilustracja leku jako związku chemicznego (fot. Fotolia)

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

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

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

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

Prezes Zarządu: Anna Gryczewska

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

Dział obsługi klienta/prenumerata: tel. 22 244 84 11, faks 22 244 84 10,

prenumerata@raabe.com.pl

Dział sprzedaży: tel. 22 244 84 55

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

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

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

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

## Nagroda Nobla z chemii 2013 r.

**K**rólewska Szwedzka Akademia Nauk uhonorowała tegoroczną Nagrodą Nobla z chemii trzech uczonych. Są to: **Martin Karplus** (*Université de Strasbourg*, Francja oraz *Harvard University*, Cambridge, USA), **Michael Levitt** (*Stanford University School of Medicine*, USA) oraz **Arieh Warshel** (*University of Southern California*, Los Angeles, USA) – “za rozwój wieloskalowych modeli złożonych układów chemicznych”. Pod tym sformułowaniem kryje się triumf metod chemii teoretycznej, polegający w tym przypadku na opracowaniu procedur obliczeniowych, służących optymalnemu modelowaniu różnorodnych procesów chemicznych z udziałem cząsteczek o różnej wielkości. Metody teoretyczne

opracowane przez tegorocznych noblistów są na tyle uniwersalne, że pozwalają na modelowanie równie dobrze procesów biologicznych z udziałem enzymów, jak i reakcji o przemysłowym znaczeniu, np. istotnych dla pracy ogniw słonecznych czy procesów katalizycznego spalania paliw. Opracowanie takich numerycznych procedur wymagało połączenia w obliczeniach idei fizyki klasycznej i kwantowej, co po raz kolejny prowadzi do (skądinąd oczywistej) konstatacji, że chemia jest... fizyką przemiany materii.

[1] [www.nobelprize.org](http://www.nobelprize.org)

[2] Levitt M. (2001), *The birth of computational structural biology*, *Nature structural biology* 8, s. 392–393.

## Polski pomysł – peptydy z włosów w walce z czerniakiem?

**O**nkolodzy i dermatolodzy zauważają istotny wzrost zachorowań Polaków na czerniaka, jednego z najbardziej niebezpiecznych i agresywnych nowotworów. Tendencję tę, ujmowaną ilościowo jako podwajanie się liczby wykrytych przypadków w ciągu dziesięciu lat [1], tłumaczy się coraz bardziej popularnym wśród rodaków spędzaniem wakacji w gorącym klimacie o silnym nasłonecznieniu oraz namiętnym korzystaniem z solariumów przez cały rok. Polska medycyna odnotowuje jednak istotne postępy w leczeniu lub nawet zapobieganiu powstawaniu czerniaka. Np. w latach 90. XX wieku prof. A. Mackiewicz z Poznania opracował skuteczną szczepionkę AGI-101, podawaną na początku rozwoju choroby [2]. Pod koniec października br. pojawiła się informacja o zupełnie nowej koncepcji autorstwa

zespołu prof. A. Lipkowskiego z Instytutu Medycyny Doświadczalnej i Klinicznej im. Mossakowskiego PAN w Warszawie [3]. Źródłem substancji przeciwdziałającej powstawaniu komórek czerniaka mają być peptydy uzyskiwane z ludzkich włosów na drodze starannie opracowanej procedury, obejmującej ich enzymatyczne trawienie za pomocą pepsyny, tej samej, która katalizuje trawienie białek pokarmowych w żołądku. Otrzymana mieszanina aktywnych przeciwnowotworowo peptydów ma na początek wejść w skład kremów i maści ochronnych, a w przyszłości – leków.

[1] [http://www.doz.pl/newsy/a9573-Czerniak\\_grozny\\_dla\\_zycia.\\_Jak\\_rozpoznać\\_objawy](http://www.doz.pl/newsy/a9573-Czerniak_grozny_dla_zycia._Jak_rozpoznać_objawy)

[2] <http://fitness.wp.pl/zdrowie/wirtualny-poradnik/art746,jest-szczepionka-na-czerniaka-w-polsce.html>

[3] [http://wiadomosci.gazeta.pl/wiadomosci/1,114871,14839917,Bialko\\_z\\_ludzkich\\_wlosow\\_pomoze\\_w\\_leczeniu\\_czerniaka.html](http://wiadomosci.gazeta.pl/wiadomosci/1,114871,14839917,Bialko_z_ludzkich_wlosow_pomoze_w_leczeniu_czerniaka.html)

## Jak Mars poradził sobie z efektem cieplarnianym

**G**lobalne ocieplenie atmosfery naszej Ziemi to zjawisko, którego przyczyny, a nawet samo istnienie, są żywo dyskutowane. Jedną ze stron uważa, że wywołujący ocieplenie podwyższony poziom CO<sub>2</sub> w atmosferze jest skutkiem działalności człowieka. Oponenti argumentują, że skala czasowa obserwacji jest zbyt krótka, aby można było wyciągać taki wniosek, że wahania temperatury następowały już w odległej przeszłości, a ponadto zwiększona produkcja CO<sub>2</sub> zostanie skompensowana przez zintensyfikowanie fotosyntezy. Pouczające może okazać się spostrzeżenie, iż efekt cieplarniany dotyczył także Marsa [1]. Naukowcy z Uniwersytetu w Glasgow (Wlk. Brytania), w pracy opublikowanej w *Nature Communications* [2], na podstawie ana-

lizy liczącego sobie 1,3 mld lat meteorytu *Lafayette* z Marsa, stwierdzili, iż składa się on m.in. z syderytów – węglanowych minerałów żelaza, wytworzonych z oliwinów (minerałów krzemianowych) pod wpływem pochłaniania CO<sub>2</sub> z atmosfery. W ten sposób, około 4 mld lat temu atmosfera Marsa, bogata wtedy w CO<sub>2</sub> i parę wodną, miała stać się sucha i obniżyć swoją temperaturę. Oczywiście analogiczne procesy mają miejsce także na Ziemi.

[1] <http://wiadomosci.wp.pl/kat,18032,title,Badania-marsjanskiego-meteorytu-przydatne-w-redukowaniu-efektu-cieplarnianego,wid,16112850,wiadomosc.html>

[2] <http://www.nature.com/ncomms/2013/131022/ncomms3662/full/ncomms3662.html>

Oprac. Marek Orlik

# Elektronacja i deelektronacja zamiast utleniania i redukcji

Przemysław T. SANECKI,  
Łukasz A. GŁOWCZYŃSKI

Tabela 1.

Nomenklatura reakcji związanych z przeniesieniem elektronu

Lp	Zalecane określenie	Poprzednie określenie	Komentarz
1	$A + e^- \rightleftharpoons B$ Elektronacja	$A + e^- \longrightarrow B$ Redukcja	Uwaga 1. do tabeli 1. Dodawanie elektronów.
	$B - e^- \rightleftharpoons A$ Deelektronacja (Deelektronacja)	$B \longrightarrow A + e^-$ Utlenianie	Odejmowanie elektronów.
2	Eldel El-Deel El-Dezel	Redoks	Wyrazisty jest skrót <b>El-Deel</b> z dużymi literami <b>E</b> i <b>D</b> , aby wyraźnie zasignalizować dwa procesy.
3	Odtlenianie	Redukcja	Pojęcie redukcja w chemii zostaje całkowicie zlikwidowane.
4	Utlenianie	Utlenianie	Przyłączanie tlenu.
5	Stopień deelektronacji (deelektronacji)	Stopień utlenienia	Pojęcie przydatne przy ustalaniu stechiometrii reakcji chemicznych.
	Elektronator Elektronować	Reduktor Redukować	
	Deelektronator (Deelektronator)	Utleniacz	
	Elektronować	Redukować	
	Deelektronować	Utleniać	
	Utlenianie – przyłączenie tlenu Odtlenianie – odbieranie tlenu	Utlenianie – odbieranie elektronów Redukcja – dodawanie elektronów	
	Stopień deelektronacji	Stopień utlenienia	

## Wstęp

Istotne znaczenie elektrochemii polega m.in. na tym, że nie jest to dziedzina ważna sama dla siebie, łączy ona bowiem osiągnięcia różnych dziedzin nauki. Na przykład: ładunek 1 mola elektronów, czyli stała Faradaya  $F = 9,64853 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  jest iloczynem liczby Avogadra i ładunku elementarnego  $e$ :

$$N_A \cdot e = F \quad (1)$$

gdzie  $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $e = 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  [1], przy czym każda z trzech występujących we wzorze (1) wielkości została wyznaczona w innym czasie, przez innego badacza oraz w innym obszarze badań, przez, odpowiednio: Faradaya (badania elektrolizy), Avogadra (badania gazów) i Millikana (badania opadania cząstek oleju pomiędzy okładkami kondensatora).

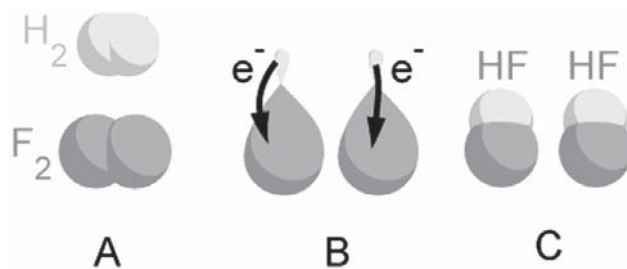
To, że osiągnięcia te łączą się ze sobą w tak prostą zależność, jest doskonałym, wręcz fascynującym potwierdzeniem teorii atomistycznej oraz jedności fizyki i chemii. Potwierdza to także wagę reakcji związanych z przeniesieniem elektronu dla całej chemii.

## Dyskusja

W pracy [2] „Kłopoty dydaktyczne z pojęciami utleniania i redukcji”, Kęcki chronologicznie, cytując kolejnych autorów takich jak Atkins [3], Libusiowa, oraz „Encyklopedię Techniki – Chemia” wydaną w roku

1966 [4], wykazał istnienie mocnych podstaw i wręcz konieczność rewizji takich pojęć jak **utlenianie** i **redukcja** oraz wynikających stąd dalszych zmian w nomenklaturze. Potwierdziła to analiza etymologii i ewolucji pojęć *utlenianie* i *redukcja*, które tak znacznie rozszerzyły swój zakres znaczeniowy w porównaniu z pierwotnym łacińskim, że obecnie znaczą coś innego. I tak redukcja w chemii to nie żadna redukcja (zmniejszenie) lecz zwiększenie





Rys. 1. Przykład reakcji redoks – deelektronacja cząsteczek wodoru i elektronacja cząsteczek fluoru w reakcji syntezy fluorowodoru HF

ilości elektronów lub gęstości elektronowej. Cytowany autor swoją konkluzję zawarł w 5 punktach, podanych tu w formie tabeli 1. Pojęcia utleniania i redukcji, powinny być stosowane wyłącznie w znaczeniu pierwotnym, czyli – odpowiednio – przyłączanie tlenu (np. utlenianie metali) i odtlenianie (redukcja np. tlenków metali – zmniejszenie ilości tlenu). Istotną zaletą sugerowanych terminów: **elektronacja i deelektronacja** jest to, że ich zakres znaczeniowy jest znacznie szerszy, obejmują one bowiem także częściowe przeniesienie elektronu, np. efekt indukcyjny w chemii organicznej oraz tworzenie kompleksów donorowo-akceptorowych [1]. Można wymienić tu także efekt mezomeryczny i efekt pola, a nawet moment dipolowy.

### Uwagi do tabeli 1:

1. Elektron zapisujemy tu po lewej stronie równania po to, aby odróżnić **elektronację** (dawniej redukcja) od **deelektronacji** (dawniej utlenianie). Dodawanie elektronów to **elektronacja**, odejmowanie elektronów to **deelektronacja**. Jeśli elektron umieścimy raz po lewej, potem po prawej stronie równania (tabela 1, wiersz 1 i 2), to powstanie mętlik w głowach słuchaczy. Naszym celem jest jednak klarowny i sugestywny przekaz dydaktyczny.
2. Kolejna kwestia to pisanie frazy elektronacja – deelektronacja bez litery „z”. Wymawia się to łatwiej, prościej oraz jest to zgodne z takimi terminami jak: populacja – depopulacja, legalizacja – delegalizacja oraz stabilizacja – destabilizacja. Z językowego punktu widzenia (rozdzielenie dwóch samogłosek spółgłoską) Kęcki z pewnością ma rację [1], jednak język jest żywy i pewne uproszczenia i skrócenia są możliwe i stosowane. Zdecyduje środowisko naukowe i dydaktyczne. Ważnego argumentu za uproszczeniem zapisu deelektronacja zamiast deelektronacja dostarczyli sami twórcy tego pojęcia: zaproponowali radykalny skrót **Eldel** [1] a nie **Eldezel**. Dalsza dyskusja przedmiotowej kwestii znajduje się w podręczniku dydaktyki chemii [5] oraz w pracy [6], będącej znakomitym rysem historycznym pojęć: utlenianie i redukcja. Dowiadujemy się stąd [6], że u Jędrzeja Śniadeckiego redukcja to „metalizowanie się związków” pod wpływem żelaza, węgla lub też prądu

elektrycznego oraz że „umetalizowaniu” jednego metalu musi towarzyszyć „odmetalizowanie” drugiego.

W konkluzji należy stwierdzić że **w dalszym ciągu, mimo tak solidnych podstaw, terminy elektronacja i deelektronacja nie weszły do praktyki chemii na poziomie ani akademickim, ani szkolnym. Stąd nadal istnieje potrzeba dyskusji i wykazania dalszych zalet takiego ujęcia.**

Cytowany autor [1] zwrócił także uwagę na merytoryczny błąd wynikający z terminu „umowny kierunek przepływu prądu” i powołał się przy tym na Atkinsa [3], który pisze: „Prąd elektryczny jest umownie traktowany jako strumień dodatnio naładowanej substancji i tak przepływ prądu jest odwrotny do przepływu elektronów. Ta konwencja jest myląca, będziemy więc zawsze opisywać procesy w kategorii przepływu elektronów”.

Jeśli przyjmiemy aktualną definicję prądu elektrycznego jako uporządkowany ruch elektronów, to staje się oczywiste, że prąd płynie od miejsca, gdzie jest więcej elektronów do miejsca, gdzie jest ich mniej – od potencjału bardziej ujemnego do mniej ujemnego. Na poziomie szkoły średniej i akademickim nadal istnieje konieczność usuwania z wiedzy słuchaczy jawnego absurdu – tzw. „umownego kierunku przepływu prądu”, pochodzącego z czasów, gdy nie znano jeszcze elektronu. To taki sam pojęciowy archaizm jak flogiston. Przepływ prądu „od plusa do minusa” jest równie prawdziwy jak to, że woda w rzekach jest nieruchoma, a przesuwały się brzegi rzeki. Trudno zrozumieć, jak pojęcie powstałe w czasie braku wiedzy o naturze prądu elektrycznego może pokutować w podręcznikach fizyki i chemii. Dydaktyka to nie tylko uczenie nowych pojęć, lecz także usuwanie starych, nieaktualnych, tak jak się to robi z plikami i programami komputerowymi.

Podobna do kierunku przepływu prądu jest kwestia kierunku opisu osi w elektrochemii. Rozważmy podstawową dla elektrochemii zależność: natężenie prądu – potencjał. Na ogół w Europie zaleca się oś potencjału opisywać od potencjałów bardziej ujemnych do mniej ujemnych (w skali odpowiedniej elektrody odniesienia), co ma być zgodne z kierunkiem osi liczbowej w matematyce. W USA jednak oprogramowanie aparatury (np. firmy BASi) przewiduje dwie możliwości do wyboru: tak jak podano wyżej – od potencjałów bardziej ujemnych do mniej ujemnych, czyli od mniej dodatnich do bardziej dodatnich, a także alternatywnie, zgodnie z tzw. kierunkiem polarograficznym, od potencjałów mniej ujemnych do bardziej ujemnych, co dotyczy procesów redukcji. Warto dodać, że wnikliwe przyjrzenie się tej polarograficznej konwencji, uważanej za niezgodną z kierunkiem osi  $x$  w matematyce, prowadzi do wniosku, że tak naprawdę jest ona z konwencją matematyczną zgodna, dlatego, że gdy przesuujemy się w kierunku bardziej ujemnych

potencjałów, wzrasta gęstość ładunku ujemnego na elektrodzie. Wzrasta stężenie elektronów, stąd w tym sensie jesteśmy zgodni z matematyką. Dla procesów utleniania nie ma już żadnego problemu, bo posuwamy się od potencjału mniej dodatniego do bardziej dodatniego. Podsumowując: należy znać oba sposoby opisu osi potencjału (każdy z nich ma swoje uzasadnienie) i rozróżniać je przy interpretacji krzywych natężenie prądu-potencjał. Nie zmniejsza to podanego wyżej krytycyzmu wobec tzw. umownego kierunku przepływu prądu, bo prąd elektryczny, rozumiany jako uporządkowany ruch elektronów, płynie zawsze od miejsca o większym stężeniu elektronów do miejsca o mniejszym stężeniu elektronów.

**Naszym celem jest pokazanie dalszych korzyści jako rezultatu wprowadzenia nowego ujęcia procesów wymiany elektronu.**

### 1. Klarowność przekazu.

**Elektronator** elektronuje inne indywidualium chemiczne i sam się deelektronuje; **Deelektronator** deelektronuje dane indywidualium chemiczne i sam się elektronuje.

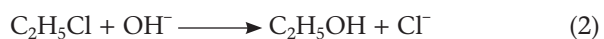
Jest to łatwe do zrozumienia, podczas gdy tradycyjne określenia prowadzą do łamańców językowych typu: reduktor redukuje i sam się utlenia, utleniacz utlenia i sam się redukuje, niezrozumiałych dla słuchaczy.

### 2. Elektronator to donor elektronu, deelektronator to akceptor elektronu.

Każda reakcja elektrodowa może być rozpatrywana jako reakcja **elektronacji / deelektronacji (nukleofil – elektrofil)**. Jest to widoczne już w zapisie reakcji elektrodowych (wiersz drugi i trzeci w tabeli 1).

Niezależnie od tego czy proces realizujemy chemicznie czy elektrochemicznie, w obu tych przypadkach doskonale może być rozumiana reakcja substytucji nukleofilowej  $S_N2$  lub substytucji elektrofilowej  $S_E2$ , co ilustrują następujące przykłady:

- Reakcja  $S_N2$ . Hydroliza chlorków kwasowych i chlorku etylu: reakcja (1) i (2).

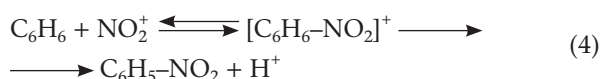


W obu przypadkach silniejszy **elektronator** (nukleofil)  $\text{OH}^-$  wypiera słabszy **elektronator** (nukleofil), jakim jest jon  $\text{Cl}^-$

- Reakcja  $S_E2$ . Nitrowanie oraz chlorowanie benzenu. Nitrowanie: wytworzenie czynnika elektrofilowego, czyli **deelektronatora**  $\text{NO}_2^+$ :



Właściwa reakcja – tworzenie karbokationu, następnie nitropochodnej:



Chlorowanie: wytworzenie czynnika elektrofilowego, czyli **deelektronatora**  $\text{Cl}^+$ :



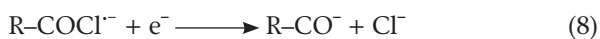
oraz **właściwa reakcja z deelektronatorem**  $\text{Cl}^+$  poprzez etap karbokationu:



### 3. Elektroda to elektronator lub deelektronator czyli uniwersalny donor lub akceptor elektronu

Przy takim ujęciu, tworzenie anionorodników lub kationorodników na elektrodzie, jako rezultat procesu **elektronacji** lub **deelektronacji**, jest doskonale zrozumiałe. Warto dodać, że wyraźnie widoczne generowanie indywidualiów chemicznych typu anionorodnika i kationorodnika jest możliwe jedynie metodami elektrochemicznymi.

- Akceptor elektronu – **deelektronator** (chlorek kwasu karboksylowego) reaguje z donorem elektronu – elektrodą naładowaną ujemnie – **elektronatorem**, tworząc anionorodnik, potem dianion. Po uprotowaniu anionu powstaje aldehyd: reakcje (7)–(9).



- Analogicznie, elektronacja nitrobenzenu prowadzi do anionorodnika nitrobenzenu  $\text{Ar}-\text{NO}_2^-$ , który z kolei może ulec dalszej redukcji do anionu i uprotowaniu (ew. reakcji dysproporcjonowania): reakcje (10)–(11):



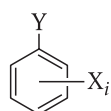
Dalszy przykład to otrzymywanie wolnego fluoru. Fluor jest najbardziej elektroujemnym pierwiastkiem i nie jest znany żaden chemiczny deelektronator zdolny do odebrania elektronu z jonu  $\text{F}^-$ . Może to jednak zrobić dodatkowo naładowana elektroda, elektrochemiczny **deelektronator**.

**4. Prosta droga do elektronowej z natury teorii kwasów i zasad Lewisa**, która określa właściwości kwasowe i zasadowe substancji chemicznej na podstawie jej zdolności akceptorowo-donorowych. Kwas Lewisa to związek chemiczny (oznaczany zazwyczaj symbolem „A”, np.  $\text{BF}_3$ ), który może przyjąć parę elektronową od zasady Lewisa („B”, np.  $\text{NH}_3$ ), będącej donorem pary elektronowej. W ten sposób powstaje addukt AB. W myśl definicji Lewisa, opartej na teorii koordynacyjnego wiązania chemicznego, kwasy protonowe (np.  $\text{HCl}$ ) stanowią addukty kwasowo-zasadowe:  $\text{A} + \text{:B} \longrightarrow \text{A}-\text{B}$ .

Według definicji Lewisa kwasami są także związki chemiczne nieposiadające w swojej strukturze atomu wodoru, a mające deficyt elektronów. Zasadą jest każdy donor pary elektronowej, kwasem jest każdy akceptor pary elektronowej. Reakcja zobojętniania to reakcja nukleofil-elektrofil. Stąd **deelektronator** to kwas, czyli akceptor elektronów, **elektronator** to zasada, czyli donor elektronów. Elektroda ujemna może być utożsamiana z zasadowością, dodatnia z kwasowością.

## 5. Prosta droga do zrozumienia efektu podstawnikowego [7]

Po wprowadzeniu pojęcia grupy reakcyjnej Y oraz podstawnika  $X_i$  w cząsteczce benzenu lub dla związków alifatycznych w cząsteczce  $X_i-R-Y$  można wyjaśnić wpływ podstawnika elektronodawczego/elektronobiorczego odpowiednio jako działanie typu **elektronacji/deelektronacji**.



Podstawniki elektronobiorcze:  
 $X_i = -NO_2, -SO_3H, -F, -Cl, -CN$   
 Podstawniki elektronodawcze:  
 $X_i = -CH_3, -OCH_3, -NH_2, -C(CH_3)_3$

**Elektronacja/deelektronacja:** podstawnik elektronodawczy (elektrodonorowy) powoduje zwiększenie, podstawnik elektronobiorczy (elektroakceptorowy) zmniejszenie gęstości elektronowej w obrębie grupy reakcyjnej Y. Podstawniki  $X_i$  ściągające elektrony i powodujące wzrost mocy kwasów, np. dla  $Y = -COOH$  powodują odwrotny efekt spadku mocy dla zasad, np. gdy  $Y = -NH_2$ . Jest to doskonale opisane dla podstawionych kwasów benzoesowych.

Kwas	Stała dysocjacji K
$CH_3-COOH$	$1,74 \cdot 10^{-5}$
$ClCH_2-COOH$	$1,55 \cdot 10^{-3}$
$Cl_2CH-COOH$	$51 \cdot 10^{-3}$
$Cl_3C-COOH$	$120 \cdot 10^{-3}$

Podobnie jest dla alifatycznych kwasów karboksylowych. **Elektronacja/deelektronacja** grupy karboksylowej w cząsteczkach kwasów chlorooctowych powoduje spadek/wzrost kwasowości protonu. Wyrażają to wzrastające wraz z podstawieniem stałe dysocjacji kwasów octowego i chlorooctowych.

Z kolei **Elektronacja/deelektronacja** atomu wodoru w cząsteczce związku organicznego spowodowana zmianą jego otoczenia klarownie tłumaczy przesunięcia pików w spektroskopii NMR [8].

## 6. Lepsze zrozumienie istoty półprzewodników typu n (donora elektronu) – elektronator oraz typu p (akceptora elektronu) – deelektronator.

Istotę przewodników n i p należy rozpatrywać w powiązaniu ze strukturą elektronową pierwiastków grupy IV, III i V układu okresowego pierwiastków chemicznych. Czterowartościowy krzem, domieszkowany trójwartościowym galem, stanowi półprzewodnik typu p (akceptor – luka elektronowa w sieci krystalicznej – tzw. dodatnia dziura), ten sam krzem domieszkowany pięciowartościowym antymonem stanowi półprzewodnik typu n (donor – nadmiarowy elektron w sieci krystalicznej) [9]. Reguła mnemotechniczna rozróżniania półprzewodników p i n jest wskazana wytłuszczonymi literami **p** i **n**.

## 7. Integracja i powiązanie pojęć

**Punkty 1–6 służą rozszerzeniu sieci skojarzeń, co sprzyja zrozumieniu problemu.**

W rezultacie powstaje łatwy i spójny system pojęć:

- **Elektronator**, czyli **donor elektronu**, czyli **zasada Lewisa**, czyli **elektroda ujemna**.
- **Deelektronator**, czyli **akceptor elektronu**, czyli **kwas Lewisa**, czyli **elektroda dodatnia**.
- Reakcja **elektronacji/deelektronacji** to reakcja pełnego lub częściowego przeniesienia elektronu.
- Polaryzacja ujemnym potencjałem (katodowa) to **elektronacja** elektrody.
- Polaryzacja dodatnim potencjałem (anodowa) to **deelektronacja** elektrody.

## Rodzaje reaktorów elektrochemicznych: ogniwa i elektrolizery.

Do dyskusji pozostają określenia: katoda i anoda. Zostały one wprowadzone przez Faradaya i spełniają dobrze swoją rolę w odniesieniu do procesów elektrolizy, gdzie są spójne z określeniami: kation i anion. Te ostatnie są trwale ugruntowane, także w chemii organicznej (karbokationy i karboaniony). Rozszerzenie pojęć katody i anody z elektrolizera na ogniwa spowodowało pewne zamieszanie, ponieważ w elektrolizerze katoda jest ujemna, a anoda dodatnia, natomiast w ogniwie jest odwrotnie. Wydaje się, że w chwili obecnej należy częściej używać określenia elektroda dodatnia lub ujemna w elektrolizerze lub też elektroda ujemna i dodatnia w ogniwie. Innymi słowy, zamiast mówić: katoda/anoda lepiej mówić: elektroda dodatnia/ujemna z podaniem, czego dotyczy (ogniwo lub elektrolizer). Ujemna to **elektronator**, dodatnia to **deelektronator**.

**W ogniwie prąd płynie od elektrody ujemnej (anody) do dodatniej (katody). Anoda (–) ulega deelektronacji, katoda (+) elektronacji elektronami pochodzącymi z anody.**

W elektrolizerze prąd elektryczny także płynie od elektrody ujemnej (katoda) do dodatniej (anoda).

### • Prądy w elektrolizerze

- Prąd katodowy: prąd elektronacji substancji w roztworze i zarazem deelektronacji katody.



- Prąd anodowy: prąd deelektronacji substancji w roztworze i zarazem elektronacji anody.
- **Prądy w ogniwie**
  - Prąd katodowy: prąd elektronacji katody i zarazem substancji w roztworze, np.:  

$$1/2 \text{O}_2 + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{OH}^-$$
  - Prąd anodowy: prąd deelektronacji elektrody (anody) z utworzeniem jonów metalu, np.:  

$$\text{Fe} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$$

#### Przykłady wyrazistych reakcji elektrodowych istotnych dla nauczania elektrochemii.

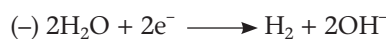
- Elektroliza chlorku cyny(II).



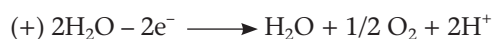
Łatwo zauważyć wydzielającą się na elektrodzie ujemnej blaszki cynę. Wydzielającą się na elektrodzie dodatniej chlor jest także łatwy do zidentyfikowania poprzez jego barwę i zapach.

#### Elektronacja i deelektronacja wody

Słuchacze z reguły nie wiedzą, że woda i inny rozpuszczalnik może być substratem w reakcjach elektrodowych. Mylnie uważają, że takim substratem może być wyłącznie cząstka naładowana, mimo wiedzy na temat redukcji związków organicznych. Stężenie wody w rozcieńczonym roztworze jest bardzo duże, w porównaniu do typowego stężenia kationów i anionów, bo wynosi około  $55,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i woda także może być substratem w reakcjach elektrodowych.



**elektronacja cząsteczki wody**



**deelektronacja cząsteczki wody**

Wydzielający się na elektrodzie ujemnej gaz jest łatwy do identyfikacji poprzez jego palność. Poza tym

otoczenie elektrody (–) ulega alkalizacji. Z kolei wydzielający się na elektrodzie dodatniej tlen jest także łatwy do zidentyfikowania znanym testem z drewnikiem, a otoczenie elektrody (+) ulega zakwaszeniu. Wykazaliśmy, że mechanizm **elektronacji-deelektronacji** jest wspólny dla wielu różnych zjawisk w chemii, wewnątrz cząsteczek oraz między cząsteczkami i innymi indywiduami chemicznymi. Dlatego stanowi bardzo użyteczne uogólnienie. Toteż należy go coraz szerzej stosować równoległe do starych określeń, które powinny stopniowo zawęzić swój zakres znaczeniowy do pierwotnego znaczenia.

Opisane tu sugestie pojęć wraz z ich odniesieniem do przykładów zastosowania przetestowaliśmy realizując dydaktykę na poziomie akademickim i szkolnym. Słuchacze przedmiotową nomenklaturę reakcji wymiany elektronów przyjęli łatwo i jak rzecz zupełnie naturalną. Wzrosło zainteresowanie przedmiotem chemii.

dr hab. inż. Przemysław T. Sanecki,  
prof. PRz, Politechnika Rzeszowska, Wydział Chemiczny,  
e-mail: psanecki@prz.edu.pl

mgr inż. Łukasz A. Głowczyński  
Liceum Ogólnokształcące i Gimnazjum im. Jana Pawła II Sióstr Prezentelek w Rzeszowie  
e-mail: llukaszek1@wp.pl

#### Literatura:

- [1] Bard A.J., Faulkner L.R., *Electrochemical methods. Fundamentals and Applications*, John Wiley&Sons, Inc. New York Chichester Weinheim Brisbane Singapore Toronto, second edition, 2001
- [2] Kęcki Z., *Kłopoty dydaktyczne z pojęciami utleniania i redukcji*, Chemia w Szkole - tom 32 (3), 138-142, 1986
- [3] Atkins P.W., *Physical Chemistry*, Oxford University Press 1982, second edition
- [4] *Encyklopedia Techniki – Chemia*, Red. W. Grajewski oraz Komitet Redakcyjny, WNT Warszawa 1966, podaje na stronie 906 hasło redukcja – elektronizacja, a na stronie 747 hasło utlenianie – deelektronizacja
- [5] Galska-Krajewska A., Pazdro K.M., *Dydaktyka chemii*, PWN, Warszawa, 1990
- [6] Mierzecki R., *Historia rozwoju pojęć utlenianie i redukcja*, Chemia w Szkole, 32(3), 117–122, 168, 1986
- [7] Shorter J., *Analiza korelacyjna w chemii organicznej*, PWN, Warszawa 1980
- [8] Kęcki Z., *Podstawy spektroskopii molekularnej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 1998
- [9] Eisberg E., *Tranzystor - ależ to bardzo proste*, WNT, Warszawa 1965

**Chemia w Szkole**  
CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI  
w wersji cyfrowej!

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

- [www.raabe.com.pl](http://www.raabe.com.pl)
- [www.eprasa.pl](http://www.eprasa.pl)
- [www.kiosk24.pl](http://www.kiosk24.pl)
- [www.nexto.pl](http://www.nexto.pl)
- [www.publio.pl](http://www.publio.pl)

Wydania archiwalne można zamówić poprzez naszą stronę internetową

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

# 45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna

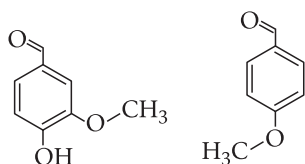
Marek ORLIK, Aleksandra MISICKA-KĘSIK

## Zadania laboratoryjne

### Zadanie laboratoryjne 1. Synteza 2,4-dinitrofenylohydrazonów

Hydrazony należą do grupy imin, które w cząsteczkach, w sąsiedztwie podwójnego wiązania węgiel-azot, zawierają pojedyncze wiązanie azot-azot. Hydrazony powstają w reakcji hydrazyny (zawierającej grupę  $\text{NH}_2$ ) z aldehydami lub ketonami w odpowiednich warunkach. Hydrazonowe pochodne związków karbonylowych są często trwałe, krystalicznymi, intensywnie zabarwionymi ciałami stałymi i dlatego są często używane do potwierdzania budowy aldehydów i ketonów.

Celem tego zadania będzie zidentyfikowanie dwupodstawionych benzaldehydów (pokazanych poniżej) poprzez zbadanie produktów ich reakcji z 2,4-dinitrofenylohydrazyną.



### Procedura syntezy 2,4-dinitrofenylohydrazonów

Uwaga! Nie prowadź dwóch syntez jednocześnie, ponieważ zlewka może spaść z miesadła magnetycznego i stracisz mieszaninę reakcyjną!

Umieść w  $50 \text{ cm}^3$  zlewce magnetyczny element mieszający. Zlewkę, umieszczoną na miesadle magnetycznym, przymocuj za pomocą metalowego pierścienia do statywu. Umieść w zlewce zawartość fiołki (200 mg 2,4-dinitrofenylohydrazyny) i zacznij powoli mieszać. Następnie, wyłącznie w obecności asystenta, ostrożnie wlej na osad jedną próbkę stężonego kwasu siarkowego(VI) [ $1 \text{ cm}^3$ ]. Używając pipet dodaj do mieszaniny reakcyjnej, kroplami,  $1,6 \text{ cm}^3$  wody i  $4 \text{ cm}^3$  etanolu. Następnie, używając pipety, dodaj kroplami zawartość butelki z roztworem aldehydu („aldehyd 1” albo „aldehyd 2”, każda z nich zawiera 1,00 milimola aldehydu). Natychmiast powstaje jasny osad. Kontynuuj mieszanie przez 10 min, następnie dodaj  $10 \text{ cm}^3$  wody i mieszaj przez kolejne 3 minuty.

### Izolacja i oczyszczanie produktu

Wytnij nożyczkami z bibuły filtracyjnej koło o średnicy większej o około 1 cm niż średnica szklanego lejka ze spiekim do sączenia. Zwilż bibułę wodą i ostrożnie umieść ją na powierzchni sączka. Bibuła powinna przylegać równomiernie i ściśle. Jeśli nie uda ci się wyciąć odpowiedniego sączka, weź nowy arkusz bibuły ze stołu do wspólnego użytku i powtórz wycinanie. Zmontuj aparaturę do sączenia. Wyjmij ze zlewki, przy pomocy łopatką, element mieszający, a następnie przenieś produkt reakcji na sączek. Odkręć pompkę wodną (jeśli będziesz miał trudności, zwróć się do asystenta na sali, aby ci pomógł) i odsącz osad. Wlej niewielką ilość wody do zlewki i przenieś pozostałość produktu na sączek. Przemywaj osad na sączku wodą, aż krople wody wypływające z sączka będą miały odczyn obojętny (zlewki z kolby okrągłodennej wylewaj do pojemnika oznaczonego jako „WASTE”). Przemyj osad dwa razy etanolem, używając każdorazowo nie więcej niż  $3 \text{ cm}^3$  alkoholu (uwaga: hydrazony są słabo rozpuszczalne w etanolu). Wyszus osad na sączku, przy włączonej pompce wodnej, od czasu do czasu spulchniając i odciskając produkt szklaną pałeczką. Po około 20–30 minutach przenieś ostrożnie wysuszony osad do samodzielnie wykonanego z bibuły pudełka. Pozostaw proszek do końcowego wysuszenia na powietrzu. Umieść pudełko z produktem w bezpiecznym miejscu (na przykład na półce). Zakręć pompkę wodną, jeśli jej nie używasz! Radzimy zważyć produkt, kiedy będzie wyglądał na suchy, aby uniknąć kolejek przy wagach. Na końcu produkty przenieś do plastikowych fiołek z twoim kodem zawodnika. Odpowiedz na pytania zamieszczone poniżej.

Uwaga! Otrzymane przez ciebie produkty będą następnie ponownie sprawdzane przez obsługę laboratorium.

Powtórz powyższe operacje z pozostałym aldehydem.

Plastikowa fiołka 1	Plastikowa fiołka 2
Masa pustej fiołki: _____ mg	Masa pustej fiołki: _____ mg
Masa fiołki z produktem: _____ mg	Masa fiołki z produktem: _____ mg
Masa produktu: _____ mg	Masa produktu: _____ mg

- 1.1. Narysuj struktury: 2,4-dinitrofenylhydrazyny i obu produktów.
- 1.2. Jaki rodzaj stereozomerii (o ile w ogóle) jest możliwy dla tych hydrazonów? Zaznacz odpowiedni kwadrat:
- R/S                       E/Z                       treo/erytro  
 manno/gluko             D/L
- 2.1. Jaką rolę w reakcji tworzenia 2,4-dinitrofenylohydrazonu pełni kwas siarkowy(VI)? Zaznacz odpowiedni kwadrat:
- odczynnika stechiometrycznego  
 katalizatora             reduktora  
 utleniacza
- 2.2. Jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli synteza będzie prowadzona w środowisku obojętnym? Zaznacz odpowiedni kwadrat:
- bardzo wzrośnie  
 trochę wzrośnie  
 nie zmieni się  
 reakcja będzie przebiegała bardzo wolno
- 2.3. Jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli synteza będzie prowadzona w środowisku zasadowym? Zaznacz odpowiedni kwadrat.
- bardzo wzrośnie  
 trochę wzrośnie  
 nie zmieni się  
 reakcja nie będzie przebiegać

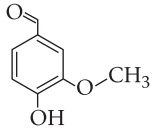
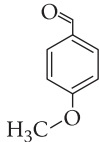
### Charakterystyka związków

Umieść małą ilość (na końcu szpatułki) każdego produktu w osobnych 25 cm<sup>3</sup> zlewkach. Dodaj do każdej zlewki 10 cm<sup>3</sup> acetonu. Najlepsze wyniki otrzymuje się, kiedy barwa roztworu w obu zlewkach jest podobna – żółta i o podobnej intensywności. Wlej do każdej zlewki 5 cm<sup>3</sup> roztworu NaHCO<sub>3</sub>. Wymieszaj powstałe mieszaniny szklaną pałeczką, używając do tego celu różnych końców pałeczki.

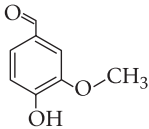
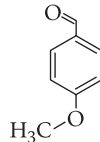
- 3.1. Zaznacz kwadrat odpowiadający twoim obserwacjom zmian koloru roztworów:
- w żadnej zlewce barwa się nie zmieniła  
 w obu zlewkach barwa się znacznie zmieniła  
 barwa uległa znacznej zmianie tylko w jednej zlewce
- Dodaj 2 cm<sup>3</sup> roztworu NaOH do każdej powstałej mieszaniny, opisanej w pytaniu 3.1. Wymieszaj mieszaninę reakcyjną szklaną pałeczką.
- 3.2. Zaznacz, w kwadratach poniżej, swoje obserwacje zmian barwy:
- w żadnej zlewce barwa się nie zmieniła  
 w obu zlewkach barwa znacznie zmieniła się  
 barwa zmieniła się znacznie tylko w jednej zlewce
- 4.1. Jakie strukturalne cechy produktów mogą wyjaśnić zmiany ich barwy w reakcji z NaHCO<sub>3</sub>? Zaznacz odpowiedni kwadrat.

- obecność w pierścieniu benzenowym grupy MeO, w pozycji 4  
 obecność w pierścieniu benzenowym grupy MeO, w pozycji 3  
 obecność w pierścieniu benzenowym grupy OH, w pozycji 4  
 obecność obu grup MeO i OH

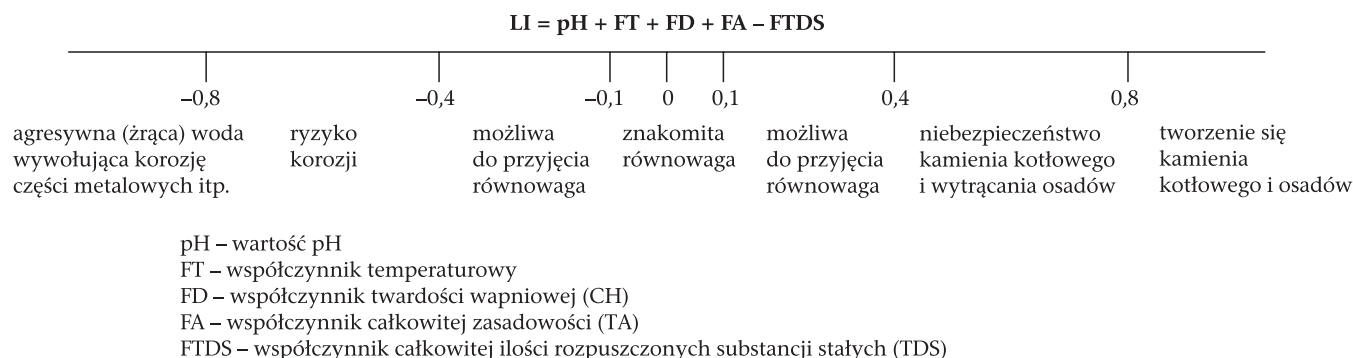
- 4.2. Który z wymienionych procesów jest odpowiedzialny za zmianę barwy obserwowanej w reakcji 2,4-dinitrofenylohydrazonów z wodnym roztworem NaOH? Zaznacz odpowiedni kwadrat:
- hydroliza zasadowa  
 dehydratacja  
 hydratacja  
 deprotonacja  
 dehydrogenacja
- 4.3. Narysuj w prostokątach poniżej struktury głównych form związków organicznych obecnych w każdej reakcji testowej.

Aldehyd wyjściowy: 	Aldehyd wyjściowy: 
Roztwór NaHCO <sub>3</sub>	Roztwór NaHCO <sub>3</sub>
Roztwór NaOH	Roztwór NaOH

5. Wstaw numer 1 lub 2 pod każdą pokazaną poniżej strukturą. Oblicz procentowe wydajności tworzenia każdego z hydrazonów.

	
Numer: _____	Numer: _____
Obliczenie wydajności:	Obliczenie wydajności:
Wydajności:	
Numer 1: _____ %	
Numer 2: _____ %	





Schemat 1.

### Zadanie laboratoryjne 2. Wyznaczanie indeksu nasycenia Langeliera wody w basenie

Indeks nasycenia Langeliera (LI) jest miarą korozyjności wody w basenie pływackim, jak również jej zdolności do rozpuszczania lub osadzania węglanu wapnia. Jeśli LI wynosi w przybliżeniu zero, woda uważana jest za „równoważoną”. Jeśli LI ma wartość dodatnią, woda wykazuje tendencję do osadzania węglanu wapnia i tworzy kamień kotłowy. Jeśli jest liczbą ujemną, woda wykazuje właściwości korozyjne i rozpuszcza węglan wapnia. Indeks LI jest kombinacją wartości współczynników fizycznych, zestawionych w tabeli 1 i może być wyznaczony zgodnie ze wzorem (patrz schemat 1).

Rozwiązując to zadanie, wyznaczysz wartość LI danej próbki wody. Pamiętaj, że twardość wyrażona

jest jako równoważna stężeniu  $\text{CaCO}_3$  (wyrażonemu w  $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ ). Całkowita zasadowość, będąca kwasowym równoważnikiem całkowitej ilości węglanów i wodorowęglanów, jest także wyrażana w  $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$   $\text{CaCO}_3$ , podczas gdy TDS jest przeliczana na stężenie  $\text{NaCl}$  ( $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ ).

### Przepisy laboratoryjne

Twardość wapniowa oznaczana jest na podstawie miareczkowania kompleksometrycznego z EDTA ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ ). Miareczkowanie to przeprowadza się w silnie alkalicznym środowisku dla zamaskowania magnezu (duże ilości  $\text{Mg}^{2+}$  przeszkadzają w oznaczeniu z powodu współstrącania wapnia z  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; ponadto wskaźnik kompleksometryczny adsorbuje się na  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , co utrudnia obserwację zmiany barwy). Po

Tabela 1. Wartości różnych wielkości i odpowiadających im współczynników we wzorze na LI

Temperatura, °C	FT	Współczynnik twardości wapniowej (CH), $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ $\text{CaCO}_3$	FD	Współczynnik całk. zasadowości (TA), $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ $\text{CaCO}_3$	FA	Współczynnik całk. ilości rozp. subst. stałych TDS, $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ $\text{NaCl}$	FTDS
0	0,0	5	0,3	5	0,7	0	12,0
3	0,1	25	1,0	25	1,4	–	–
8	0,2	50	1,3	50	1,7	1000	12,1
12	0,3	75	1,5	75	1,9	–	–
16	0,4	100	1,6	100	2,0	2000	12,2
19	0,5	150	1,8	125	2,1	–	–
24	0,6	200	1,9	150	2,2	3000	12,25
29	0,7	250	2,0	200	2,3	–	–
34	0,8	300	2,1	300	2,5	4000	12,3
41	0,9	400	2,2	400	2,6	–	–
53	1,0	600	2,35	800	2,9	5000	12,35
–	–	800	2,5	1000	3,0	–	–
–	–	1000	2,6	–	–	6000	12,4

podaniu zasady miareczkowania należy przeprowadzić natychmiast, aby zapobiec osadzeniu się  $\text{CaCO}_3$ .

1.1. Napisz równanie reakcji zachodzącej w trakcie miareczkowania za pomocą  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ :

**Przepis na oznaczanie wapnia:**

- a) Napełnij biuretę mianowanym roztworem EDTA (o dokładnym stężeniu  $0,0443 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ).
  - b) Odpipetuj próbkę wody (*Water sample*) o obj.  $20 \text{ cm}^3$  do kolbki Erlenmeyera.
  - c) Za pomocą  $10 \text{ cm}^3$  cylindra miarowego dodaj  $3 \text{ cm}^3$  2-molowego roztworu NaOH.
  - d) Za pomocą łopatkę dodaj tyle wskaźnika – mureksydu, aby osiągnąć zauważalnie różową barwę roztworu.
  - e) W ciągu kilku minut przeprowadź miareczkowanie za pomocą EDTA do zmiany barwy wskaźnika z różowej na purpurową.
- 1.2. Wypełnij tabelę 2.

Tabela 2

Miareczkowanie wapnia	Numer miareczkowania			
	1	2	3	4
Początkowy odczyt biurety, $\text{cm}^3$				
Końcowy odczyt biurety, $\text{cm}^3$				
Zużyta objętość, $\text{cm}^3$				

Ostatecznie przyjęta objętość,  $\text{cm}^3$ : \_\_\_\_\_

2. Oblicz twardość próbki wody w  $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3} \text{ CaCO}_3$ . Zapisz wynik w tabeli 4 (patrz pytanie 7.)

**Pomiar pH.** Znajdź miejsce w laboratorium, w którym znajduje się pH-metr (lub zapytaj asystenta opiekującego się twoją salą).

- a) Umieść ok.  $70\text{--}90 \text{ cm}^3$  próbki wody w czystej kolbce Erlenmeyera.
- b) Usuń ochronną nakładkę z pH-metru (pozostaw nakładkę w pozycji stojącej, ponieważ znajduje się w niej roztwór).
- c) Opłucz elektrodę wodą destylowaną za pomocą plastikowej tryskawki.
- d) Włącz pH-metr przesuując przełącznik ON/OFF w odpowiednie położenie.
- e) Zanurz miernik do badanego roztworu i zamieszaj go delikatnie przez wirowe ruchy kolbki.
- f) Połóż kolbkę na stole i poczekaj do ustalenia się wartości odczytu (nie więcej niż przez 1 minutę).
- g) Odczytaj i zapisz wartość pH.
- h) Wyłącz miernik, opłucz elektrodę wodą destylowaną i załóż z powrotem nakładkę ochronną (jeżeli utworzyła się kolejka do pH-metru, przekaz go następnemu zawodnikowi).

- 3.1. Zapisz wartość pH w tabeli 4 (patrz pytanie 7).
- 3.2. Która forma kwasu węglowego dominuje w twojej próbce wody?  
Uzasadnij swój wybór obliczeniami i zaznacz jeden kwadracik w arkuszu odpowiedzi.  
Uwaga: Stałe dysocjacji kwasu węglowego wynoszą:  $K_1 = 4,5\cdot 10^{-7}$ ;  $K_2 = 4,8\cdot 10^{-11}$ .  
 węglan  wodorowęglan  kwas węglowy
- 3.3. Napisz równanie jonowe dominującej reakcji przebiegającej w trakcie miareczkowania próbki wody za pomocą HCl.

**Oznaczanie całkowitej zasadowości**

Dla oznaczenia całkowitej zasadowości próbki wody należy ją miareczkować do  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Stosowanym wtedy wskaźnikiem kwasowo-zasadowym jest oranż metylowy, który zaczyna zmieniać swoją barwę z żółtej na pomarańczową przy pH około 4,5.

Przemyj biuretę wodą destylowaną i napełnij ją mianowanym roztworem HCl (o dokładnym stężeniu  $0,0535 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ).

- a) Odpipetuj  $50,0 \text{ cm}^3$  próbki wody do kolbki Erlenmeyera i dodaj 3 krople roztworu oranżu metylowego.
- b) Jeżeli próbka przed dodaniem kwasu ma barwę pomarańczową, jej całkowita zasadowość wynosi zero. Jeśli roztwór jest żółty, miareczkuj go mianowanym roztworem kwasu do pierwszej zauważalnej zmiany barwy na pomarańczową. Zapisz objętość zużytego titranta.

4.1. Wypełnij tabelę 3.

Tabela 3

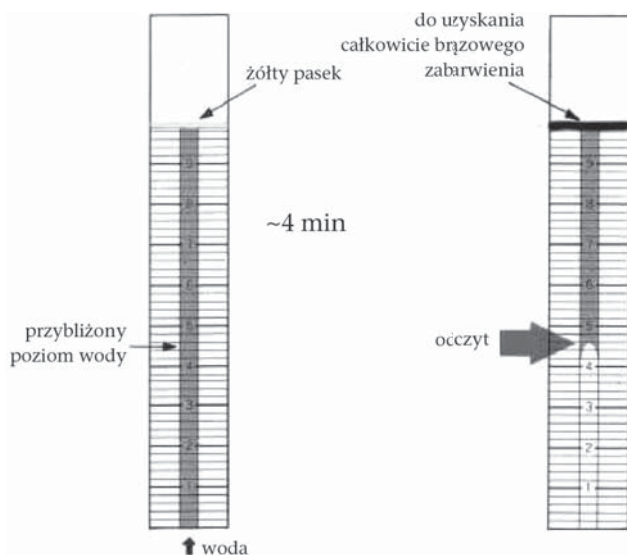
Oznaczenie zasadowości	Numer miareczkowania			
	1	2	3	4
Początkowy odczyt biurety, $\text{cm}^3$				
Końcowy odczyt biurety, $\text{cm}^3$				
Zużyta objętość, $\text{cm}^3$				

Ostatecznie przyjęta objętość,  $\text{cm}^3$ : \_\_\_\_\_

- 4.2. Oblicz całkowitą zasadowość (w  $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3} \text{ CaCO}_3$ ). Zapisz wynik w tabeli 4 (patrz pytanie 7).
- 5. Pomiar temperatury – odczytaj wartość za pomocą termometru znajdującego się na stanowisku zbiorczym i zapisz ją w tabeli 4 (patrz pytanie 7).
- 6. Oznaczanie TDS w próbce wody za pomocą paska testowego.
  - a) Napełnij zlewkę próbką wody do poziomu ok.  $3 \text{ cm}$  wysokości. Zanurz pasek w wodzie, pilnując, aby żółta strefa na górze paska nie stykała się z cieczą.
  - b) Odczekaj 3–4 minuty, aż żółta strefa stanie się całkowicie brązowa. Odczytaj odpowiednią war-

tość w sposób pokazany na poniższym rysunku, podając odczytaną wartość z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

- c) Zapisz odczytaną wartość.
- d) Określ wartość stężenia TDS twojej próbki jako stężenie NaCl,  $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ , na podstawie danych w tabeli poniżej rysunku.
- e) Zapisz stężenie NaCl w tabeli 4 (patrz pytanie 7).



Odczyt	Stęż. NaCl $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$	Odczyt	Stęż. NaCl $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$
1,4	360	3,4	880
1,6	370	3,6	960
1,8	420	3,8	1050
2,0	430	4,0	1140
2,2	470	4,2	1240
2,4	530	4,4	1340
2,6	590	4,6	1450
2,8	660	4,8	1570
3,0	730	5,0	1700
3,2	800		

7. Wypełnij wszystkie puste miejsca w tabeli 4. Oblicz wartość LI i zapisz wynik w tabeli 4. Wartości współczynników podawaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Tabela 4. Obliczanie LI próbki wody

Numer próbki wody _____					
CH, $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ CaCO <sub>3</sub>	TA, $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ CaCO <sub>3</sub>	t, °C	pH	TDS, $\text{mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ NaCl	LI
FD	FA	FT		FTDS	

**Pytania teoretyczne. Poprawianie bilansu wody.**

Jeżeli LI znacznie odbiega od zera, wymaga skorygowania do wartości zerowej.

Założmy, że otrzymałeś(-aś) próbkę wody z basenu zbadaną w taki sam sposób, jak wcześniej przez siebie. Wyniki tych analiz są następujące: CH =  $550 \text{ mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ , FD = 2,31, TA =  $180 \text{ mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ , FA=2,26,  $t_0 = 24^\circ\text{C}$ , FT = 0,6; TDS =  $1000 \text{ mg}\cdot\text{dm}^{-3}$ , FTDS = 12,1, pH = 7,9, LI = 0,97.

Konserwator z obsługi basenu dodał po  $10 \text{ cm}^3$  0,0100-molowych roztworów następujących substancji: NaHCO<sub>3</sub>, NaOH, NaHSO<sub>4</sub>, CaCl<sub>2</sub>, EDTA (w postaci dwuwodnej soli dwusodowej) i HCl do różnych próbek wody z basenu o objętości  $200 \text{ cm}^3$  każda (tzn. jeden odczynnik do każdej próbki).

8. Określ, czy CaSO<sub>4</sub> osadził się po dodaniu NaHSO<sub>4</sub>.

**Uwaga:** Iloczyn rozpuszczalności CaSO<sub>4</sub> wynosi  $5\cdot 10^{-5}$ . Załóż, że osad CaCO<sub>3</sub> nie tworzy się po dodaniu żadnego z powyższych odczynników.

Twoja odpowiedź (zaznacz jedną):

Tak  Nie

9. Wypełnij tabelę 5 przez pokazanie kierunków zmian zachodzących pod wpływem dodania każdego z odczynników do tej konkretnej próbki wody (użyj znaku „+” jeśli wartość współczynnika rośnie, znaku „-“ , jeżeli maleje, i cyfry „0”, jeśli nie ulega zmianie).

Tabela 5

Odczynnik	pH	FA	FD	FTDS	LI
NaHCO <sub>3</sub>					
NaOH					
NaHSO <sub>4</sub>					
CaCl <sub>2</sub>					
Na <sub>2</sub> H <sub>2</sub> Y					
HCl					

**Zadanie laboratoryjne 3. Wyznaczanie masy cząsteczkowej metodą wiskozymetryczną**

Współczynnik lepkości jest miarą oporu, jaką ciecz stawia przepływowi. Można go wyznaczyć, mierząc szybkość przepływu cieczy przez cienką kapilarę. Lepkość roztworu polimeru wzrasta ze wzrostem jego stężenia. Dla ustalonego stężenia, silniejsze oddziaływanie między rozpuszczalnikiem i polimerem powodują większe rozprzestrzenianie się zwojów polimerowych i w konsekwencji – podwyższenie lepkości.

Jeśli gęstość rozcieńczonego roztworu polimeru jest równa gęstości rozpuszczalnika, definiuje się lepkość zredukowaną  $\eta_{red}$  roztworu polimeru o stężeniu  $c$  ( $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ), w następujący sposób:



$$\eta_{red} = \frac{t - t_0}{t_0 c} [\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}],$$

gdzie  $t$  i  $t_0$  oznaczają czasy przepływu, odpowiednio, roztworu i czystego rozpuszczalnika. Dla rozcieńczonych roztworów polimerów zredukowana lepkość zależy od stężenia następująco:

$$\eta_{red}(c) = [\eta] + kc,$$

gdzie  $k$  jest parametrem wyrażonym w  $[(\text{cm}^3)^2 \cdot \text{g}^{-2}]$ , natomiast  $[\eta]$  jest lepkością graniczną (ang. *intrinsic viscosity*), wyrażoną w  $(\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1})$ .

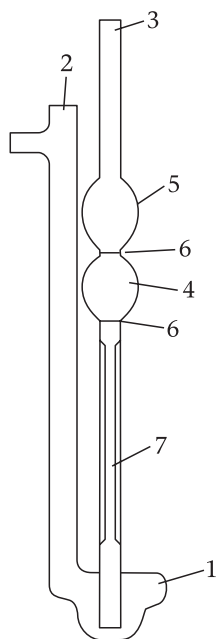
Graniczna lepkość  $[\eta]$  wyznaczana jest przez ekstrapolację zredukowanej lepkości do zerowego stężenia polimeru. Ogólnie, graniczna lepkość zależy od masy cząsteczkowej  $M$  polimeru, zgodnie z równaniem Marka-Kuhna-Houwinka:

$$[\eta] = KM^\alpha,$$

gdzie  $K$  i  $\alpha$  oznaczają stałe specyficzne dla danej pary rozpuszczalnik-polimer, w danej temperaturze.

Zatem,  $M$  można wyznaczyć z równania Marka-Kuhna-Houwinka na podstawie eksperymentalnie wyznaczonej wartości  $[\eta]$  i wzorcowych danych dla  $K$  i  $\alpha$ .

### Jak wykonać pomiar wiskozymetryczny



- 1 – naczynie do zbierania cieczy
- 2, 3 – dodatkowe rurki
- 4 – naczynie pomiarowe
- 5 – naczynie do zbierania cieczy
- 6 – kreski wskazujące poziom cieczy
- 7 – kapilara

- a) Umieść wiskozymetr w statywie tak, aby rurka (3) była ustawiona pionowo, a naczynie do zbierania cieczy (1) spoczywało na podstawie statywu laboratoryjnego. Ustaw łapę utrzymującą przyrząd w statywie tak nisko, jak to możliwe.
- b) Za pomocą pipety, poprzez rurkę (2), wprowadź 10  $\text{cm}^3$  analizowanej cieczy do naczynia zbiorczego (1).
- c) Umieść napełniacz pipet lub gumową gruszkę na górze rurki (3) i zasysaj ciecz do naczynka pomiarowego (4) tak, aby ciecz została wciągnięta do naczy-

nia ją zbierającego (5). W trakcie zasysania unikaj pęcherzyków powietrza w kapilarze (7) i naczyniach (4, 5), ponieważ ich obecność może spowodować powstanie znacznych błędów eksperymentalnych. Menisk cieczy powinien znajdować się ok. 10 mm nad górną kreską (6).

- d) Wyzeruj stoper i usuń napełniacz pipet lub gumową gruszkę z rurki (3). Ciecz zacznie spływać w dół do naczynka zbierającego (1).
- e) Zmierz czas przepływu: włącz stoper, gdy menisk cieczy przechodzi przez położenie górnej kreski (6) i zatrzymaj stoper, gdy menisk ten mija niższy znacznik (6).

UWAGA: Posługuj się wiskozymetrem bardzo ostrożnie!

Jeśli stłuczesz swój wiskozymetr, nie dostaniesz nowego!

Jeśli jednak stłukłeś(-aś) wiskozymetr, powiadom o tym asystenta. Wtedy będziesz mógł próbować wykonywać dalej eksperymenty używając, zamiast wiskozymetru, pipety o poj. 25  $\text{cm}^3$  i zlewki.

Oczyść wiskozymetr trzykrotnie wodą z kranu i jednokrotnie wodą destylowaną, zanim przejdiesz do badania próbki nowego polimeru. Aby tego dokonać, przemyj wiskozymetr najpierw wodą z kranu, a następnie przepłucz wodą destylowaną. Nie ma potrzeby przemywania roztworem polimeru – co prawda może to spowodować powstanie pewnego błędu, ale będzie on pomijalnie mały.

Nie jest konieczne wypełnianie wszystkich pól w tabelach, w arkuszach odpowiedzi. Przeprowadź tyle eksperymentów, ile uważasz za stosowne dla dokładnego wyznaczenia wartości średniej.

### Sposób postępowania

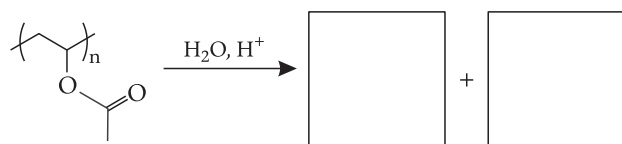
Otrzymałeś(-aś) zestaw wodnych roztworów polimerów (0,01  $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$ , roztwory podstawowe). Trzy z roztworów P1–P4 to roztwory poli(alkoholu winylowego), podczas gdy czwarty stanowi roztwór częściowo zhydrolizowanego poli(octanu winylu), zawierającego ok. 10% niezhydrolizowanych jednostek. Nie jest wiadome, który z roztworów P1–P4 jest częściowo zhydrolizowanym poli(octanem winylu). Masy cząsteczkowe polimerów P1–P4 podane są w tabeli.

Przybliżona masa cząsteczkowa	Kod próbki
26650	P2
50850	P1
65300	P4
91900	P3

Próbka X to poli(alkohol winylowy) o nieznanym masie cząsteczkowej.

Twoim zadaniem, w trakcie rozwiązywania tego problemu, będzie zidentyfikowanie, który z roztworów P1–P4 to roztwór częściowo zhydrolizowanego poli(octanu winylu) i wyznaczenie masy cząsteczkowej polimeru X.

1. Zapisz schemat reakcji otrzymywania poli(alkoholu winylowego) przez hydrolizę poli(octanu winylu). Schemat reakcji:



2. Wybierz (zakreślając odpowiednie okienko), polimer, który wykazuje silniejsze oddziaływanie z wodą i porównaj lepkości wodnych roztworów całkowicie i częściowo zhydrolizowanych poli(octanów winylu). Załóż, że stężenia roztworów i masy cząsteczkowe polimerów są jednakowe.

Poli(alkohol winylowy)

Częściowo zhydrolizowany poli(octan winylu)

Porównaj lepkości:

$\eta_{\text{poli(alkohol winylowy)}}$  \_\_\_\_\_  $\eta_{\text{częściowo zhydrolizowany poli(octan winylu)}}$  (wstaw <, > albo  $\approx$ )

3. Zmierz czas przepływu czystego rozpuszczalnika (wody destylowanej). Nie jest konieczne wypełnienie wszystkich pól poniżej:

Przyjęta wartość: _____ s				

4. Zmierz czasy przepływu podstawowych roztworów P1–P4 oraz roztworu X. Oblicz zredukowane lepkości. Nie jest konieczne wypełnienie wszystkich pól w polach odpowiedzi (Answer Boxes). Przeprowadź tyle eksperymentów, ile uważasz za stosowne dla dokładnego wyznaczenia wartości średniej.

Próbka →	P2 (26650)	P1 (50850)	P4 (65300)	P3 (91900)	X
Czas przepływu, s					
Przyjęty czas przepływu:	_____ s	_____ s	_____ s	_____ s	_____ s
Obliczenia:					

Próbka	P2 (26650)	P1 (50850)	P4 (65300)	P3 (91900)	X
Zredukowana lepkość roztworów podstawowych $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$					

5. Obwiedź kółkiem symbol roztworu z zestawu P1–P2–P3–P4, który odpowiada próbce częściowo zhydrolizowanego poli(octanu winylu). **Wskazówka:** Uwzględnij podane masy cząsteczkowe polimerów P1–P4.

P1	P2	P3	P4
----	----	----	----

Nie używaj tego polimeru w następnej części doświadczeń!

6. Dla wyznaczenia parametrów równania Marka–Kuhna–Houwinka i obliczenia nieznannej masy cząsteczkowej X wybierz i obwiedź kółkiem dwa najbardziej odpowiednie roztwory poli(alkoholu winylowego) o różnych masach cząsteczkowych. Załóż, że błąd bezwzględny wyznaczania lepkości granicznej nie zależy od masy cząsteczkowej próbki.

P1	P2	P3	P4
----	----	----	----

7. Używając odpowiedniego szklanego sprzętu do przygotowywania roztworów, zmierz czas przepływu odpowiedniej liczby rozcieńczonych roztworów trzech próbek poli(alkoholu winylowego): tego o nieznannej masie cząsteczkowej (X) oraz pary poli(alkoholi winylowych) wybranych w pytaniu 6, i oblicz odpowiednie zredukowane lepkości. W obliczeniach stężeń rozcieńczonych roztworów załóż, że gęstość roztworów polimeru jest równa gęstości wody. Wyznacz graniczne lepkości dla każdej z badanych próbek. Dołącz papier milimetryowy ze swoimi wykresami do arkusza odpowiedzi. Uwaga: jeśli chciałbyś (-abyś) umieścić na jednym wykresie dane odnoszące się do różnych próbek, użyj wyraźnie odmiennych symboli dla każdego zbioru danych. Nie jest konieczne wypełnianie wszystkich pól w tabeli znajdującej się w arkuszu odpowiedzi.

Próbka: _____					
Stężenie, $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$					
Roztwór podstawowy, $\text{cm}^3$					
Woda, $\text{cm}^3$					
Czas przepływu, s:					

Przyjęty czas przepływu, s					
Lepkość zredukowana, $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$					
Lepkość graniczna $[\eta]$ , $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$					

Zestawienie wyników eksperymentalnych (wstaw tylko zmierzone wartości)

Próbka →	P <sub>1</sub>	P <sub>2</sub>	X
Stężenie (c), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	0,01	0,01	0,01
Lepkość zredukowana ( $\eta_{red}$ ), $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			
c (1. rozcieńczenie), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$			
$\eta_{red}$ $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			
c (2. rozcieńczenie), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$			
$\eta_{red}$ $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			
c (3. rozcieńczenie), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$			
$\eta_{red}$ $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			
c (4. rozcieńczenie), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$			
$\eta_{red}$ $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			
c (5. rozcieńczenie), $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$			
$\eta_{red}$ $\text{cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$			

8. Napisz postać równania, którego użyłbyś(-łabyś) do wyznaczenia K i  $\alpha$ .

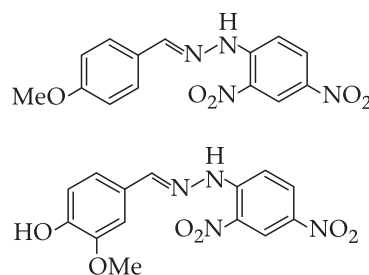
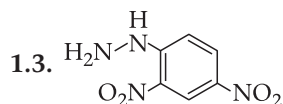
Wyznacz wartości K i  $\alpha$  dla wodnego roztworu poli(alkoholu winylowego).

$$K = \text{_____} \text{ cm}^3 \cdot \text{g}^{-1} \quad \alpha = \text{_____}$$

9. Używając otrzymanych wartości K i  $\alpha$  oraz granicznej lepkości roztworu X, oblicz masę cząsteczkową polimeru X. Jeśli nie udało Ci się wyznaczyć K i  $\alpha$ , użyj następujących wartości:  $K = 0,1 \text{ cm}^3 \cdot \text{g}^{-1}$  i  $\alpha = 0,5$ .

## Rozwiązania zadań laboratoryjnych

**Zadanie 1** (rozwiązanie skrócone)



1.4. E/Z

2.1. Pełni rolę katalizatora.

2.2. Reakcja będzie przebiegała bardzo wolno.

2.3. Reakcja nie będzie przebiegać.

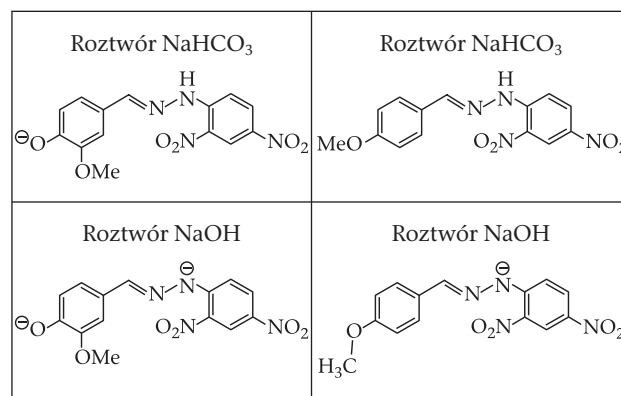
3.1. Barwa uległa znacznej zmianie tylko w jednej zlewce.

3.2. W obu zlewkach barwa znacznie się zmieniła.

4.1. Obecność w pierścieniu benzenowym grupy OH, w pozycji 4.

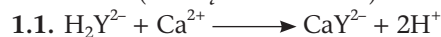
4.2. Deprotonacja.

4.3.



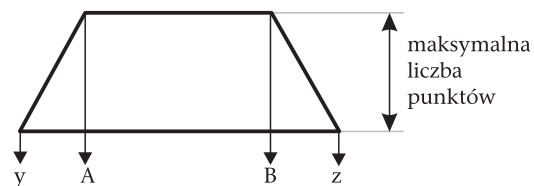
Wydajność syntez w granicach 80–100% oceniana była na maksymalną liczbę punktów. Wydajność wyższa od 100% oceniana była na zero punktów, a w zakresie 0–80% przyjmowano liniową zależność między parami wartości (0%,0) i (80%, max).

**Zadanie 2** (rozwiązanie skrócone)



1.2., 2. Wyniki miareczkowań oceniano według schematu pokazanego na rysunku:

Schemat oceniania



Schemat ten będzie przywoływany również w dalszych częściach rozwiązania tego i następnego zadania. Idealna wartość wyniku (tzw. *Master Value*, M.V.) leży pośrodku przedziału (A, B) od-



powiadającego maksymalnej liczbie przyznaných punktów. Wyniki mniejsze od wartości  $y$  lub większe od wartości  $z$  oceniane były na zero punktów. W przypadku miareczkowania EDTA parametry wykresu były następujące:  $A = M.V. - 0,15 \text{ cm}^3$ ;  $B = M.V. + 0,15 \text{ cm}^3$ ;  $y = M.V. - 0,55 \text{ cm}^3$ ;  $z = M.V. + 0,55 \text{ cm}^3$ . Przykładowe idealne objętości EDTA to (w zależności od stanowiska):  $2,13 \text{ cm}^3$ ,  $1,61 \text{ cm}^3$  lub  $1,87 \text{ cm}^3$ . Należy tu podkreślić znakomite przygotowanie naszych zawodników do prowadzenia oznaczeń miareczkowych.

3.1. Analogicznie, jak w pkt. 1.2, oceniano wyniki pomiarów pH według schematu:  $A = M.V. - 0,2$ ;  $B = M.V. + 0,2$ ;  $y = M.V. - 0,4$ ;  $z = M.V. + 0,4$ . Idealna wartość pH (M.V.) wynosiła 7,9.

3.2. Dla pH ok. 8 roztwór ma charakter buforu złożonego z kwasu węglowego i jonów wodorowęglanowych. Wobec

$$[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = K_1/[\text{H}^+] = 45$$

w roztworze dominują jony wodorowęglanowe (~98 %).

3.3.  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  (lub  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ )

4.1. Wyniki miareczkowania mianowanym roztworem HCl oceniano według takich samych kryteriów, jak miareczkowanie za pomocą EDTA w punkcie 1.2. Idealne objętości HCl to, w zależności od zestawu,  $1,83 \text{ cm}^3$ ,  $3,07 \text{ cm}^3$  lub  $2,22 \text{ cm}^3$ .

7. Idealne wartości TDS (M.V.), w zależności od zestawu, wynosiły: 2,7; 2,1 lub 2,4. Punktacja odwoływała się do powyższego schematu, dla  $A = M.V. - 0,1$ ;  $B = M.V. + 0,1$ ;  $y = M.V. - 0,3$ ;  $z = M.V. + 0,3$ .

8.  $[\text{Ca}^{2+}] = V_{\text{EDTA}} \cdot c_{\text{EDTA}}/20 \cdot [200/(200 + 10)] = 2,2 \cdot 0,05/20 \cdot 200/210 = 0,00524 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Po dodaniu  $\text{NaHSO}_4$ :

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,01 \cdot 10/(200 + 10) = 0,000476 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Iloczyn stężeń jonów:

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 0,00524 \cdot 0,000476 = 2,5 \cdot 10^{-6} < K_{\text{sp}}$$

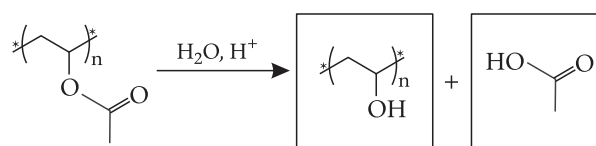
a zatem osad  $\text{CaSO}_4$  nie wytrąci się.

9.

Odczynnik	pH	FA	FD	FTDS	LI
$\text{NaHCO}_3$	+	+	0	+	+
$\text{NaOH}$	+	+	0	+	+
$\text{NaHSO}_4$	-	-	0	+	-
$\text{CaCl}_2$	0	0	+	+	+
$\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$	-	-	-	+	-
HCl	-	-	0	0	-

**Zadanie 3** (rozwiązanie skrócone)

1. Schemat reakcji:



2. Poli(alkohol winylowy)

$$\eta_{\text{poli(alkohol winylowy)}} > \eta_{\text{częściowo zhydrolizowany poli(octan winylu)}}$$

4. Ocena otrzymanych zredukowanych (średnich)

lepkości próbek opierała się na schemacie:

$$\text{P1: } 89; A = 97, B = 91, y = 85, z = 93;$$

$$\text{P2: } 40; A = 37, B = 43, y = 35, z = 45;$$

$$\text{P3: } 116; A = 110, B = 122, y = 104, z = 134;$$

$$\text{P4: } 52; A = 48, B = 56, y = 46, z = 58;$$

$$\text{X: } 67, A = 64, B = 70, y = 64, z = 72.$$

5.–7. Ocena otrzymanych granicznych lepkości próbek opierała się na schemacie:

$$\text{P1: } A = 37, B = 57, y = 30, z = 60;$$

$$\text{P2: } A = 20, B = 28, y = 14, z = 30;$$

$$\text{P3: } A = 40, B = 66, y = 32, z = 76;$$

$$\text{P4: } A = 26, B = 38, y = 20, z = 20;$$

$$\text{X: } A = 33, B = 45, y = 30, z = 48.$$

8.  $\log[\eta] = \log K + \alpha \log M$

9. Przykładowe obliczenie:

$$23,7 = 0,1 \cdot M^{0,5} \Leftrightarrow 237 = M^{0,5}; M = 237^2 = 56169 \approx 56200.$$

Analiza za pomocą równania Marka–Kuhna–Houwinka oceniana była na podstawie schematu:

$$K: A = 0,02; B = 0,04; y = 0; z = 0,08$$

$$\alpha: A = 0,6; B = 1,0; y = 0,4; z = 1,2$$

$$M(X): A = 45000; B = 65000; y = 35000; z = 85000.$$

# ZNAJDŹ NAS NA FACEBOOKU!

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

# O środkach odchudzających

Mariusz GALEK, Joanna ORTYL

**Z**yjemy naprawdę w ciekawych czasach. Otacza nas różnorodność krajobrazu, zarówno naturalnego, jak i stworzonego przez człowieka, podróżujemy po całym globie, swobodnie komunikujemy się z ludźmi rozsianymi po całej Ziemi oraz korzystamy do woli ze wszelkich pokus tego świata. Jedną z tych ostatnich jest jedzenie; z pozoru błaha oczywistość, której jednak w ostatnich dekadach, za sprawą wszystkich wcześniej wspomnianych przywilejów współczesności, doświadczamy w różnych egzotycznych formach i wyszukanych kompozycjach smaków i zapachów. I nie ma w tym nic złego, kiedy jedynie ulegamy podstawowej potrzebie spożywania pokarmu. Problem pojawia się wtedy, gdy zdrowa potrzeba przechodzi w zgubne uzależnienie.

Szacuje się, że liczba otyłych ludzi na świecie zbliża się obecnie szybko do pół miliarda, a krajem najszerzej dotkniętym tym problemem są Stany Zjednoczone. Źródłem tego globalnego problemu należy upatrywać w negatywnych skutkach postępu, jaki dokonał się w przeciągu ostatniego półwiecza. W dużej mierze człowiek został uwolniony od uciążliwych prac domowych i zawodowych. Wszędobylskie maszyny zredukowały rolę człowieka do nadzorca ich pracy, a tym samym pozbawiły nas ruchu.

Samą otyłość określa się przekroczeniem wskaźnika masy ciała – BMI (ang. *Body Mass Index*), któ-

ry definiuje się jako iloczyn masy ciała do wzrostu podniesionego do kwadratu:

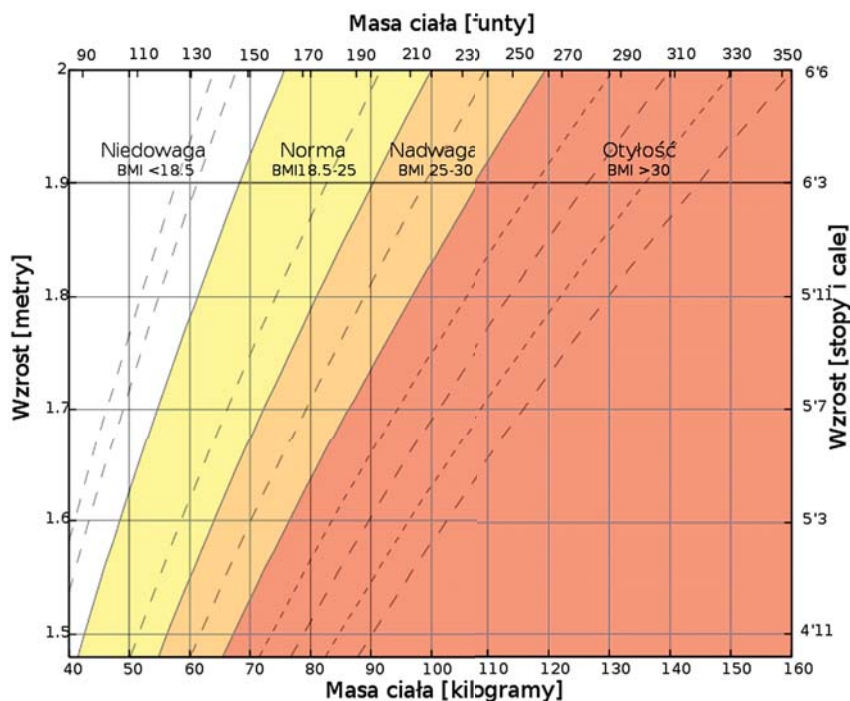
$$\text{BMI} = \frac{\text{masa [kg]}}{\text{wzrost}^2 \text{ [m]}}$$

Norma tego współczynnika mieści się pomiędzy 18,5 a 25,0 (rys. 1). Wszelkie wartości przewyższające górną granicę sugerują problem z otyłością, tym oczywiście poważniejszy, im wartość ta jest większa. Dla przykładu ktoś ważący 75 kg i mierzący 1 m 50 cm ma wskaźnik BMI równy:  $75/1,50^2 \approx 33$ , co świadczy o jego nadwadze. Problem otyłości często niesie ze sobą wiele ściśle powiązanych zaburzeń fizycznych, jak i psychicznych. Kwestie fizyczne są powszechnie znane, jednak to kondycja umysłu

powinna być stawiana na pierwszym miejscu. Osoby o nadmiernej wadze często same siebie odbierają gorzej, popadając często w zgubny cykl rekompensowania gorszego nastroju dodatkowymi porcjami posiłków. Dodatkowo brak większych chęci do działania całkowicie odrzuca naturalny sposób walki z problemem, tzn. zdrową dietą i aktywnością fizyczną. W takich i podobnych przypadkach z pomocą przychodzi chemia.

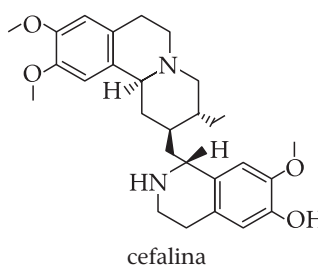
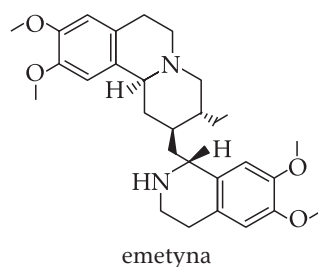
## Przegląd środków odchudzających

**Ipekakuana prawdziwa** (łac. *Carapichea ipecacuanha*) – wiecznie zielona roślina z rodziny marzanowatych, występująca w Ameryce Środkowej i Południowej (rys. 2). Od XVIII wieku do lat 60. XX wieku wykorzystywany był wyciąg z kłaczy i korzeni tej rośliny, której składnikami aktywnymi są emetyna i cefalina (rys. 3). Preparaty oparte na tych substancjach przeznaczone były – w mniejszych dawkach – do wywoływania pocenia przy przeziębieniu, a w większych stężeniach



Rys. 1. Tabela BMI (*Body Mass Index*)

zalecano je do wywoływania wymiotów przy zatruciach gastrycznych oraz w zwalczaniu pełzakowicy (amebozy) powodowanej przez pierwotniaka *Entamoeba histolytica*. Mimo iż obecnie roślina ta nie jest już w tych celach stosowana, zdarzają się osoby sięgające po nią w celu wywołania wymiotów po przyjętych posiłkach, co należy łączyć z bulimią. Nadużywanie ipekakuany może prowadzić do problemów z oddychaniem, wystąpienia syndromu Mallory-Weissa, chorób układu krwionośnego, a nawet wewnętrznych krwawień mózgu. Jedną ze śmiertelnych ofiar tej „terapii odchudzającej” jest amerykańska wokalistka Karen Carpenter.



Rys. 3. Dwa składniki aktywne znajdujące się w wyciągu z kłączy i korzeni *Carapichea ipecacuanha*



Rys. 4. Prześl chińska (*Ephedra sinica*)

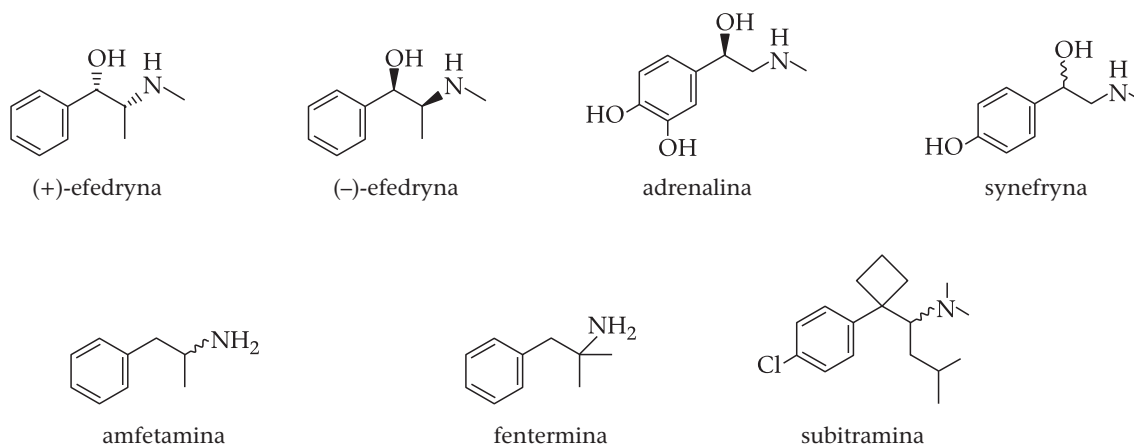


Rys. 2. Ipekakuana prawdziwa (*Carapichea ipecacuanha*)

**Prześl chińska** (łac. *Ephedra sinica*) – niewysoki krzew porastający tereny Azji (rys. 4). W medycynie naturalnej roślina ta wykorzystywana była od kilku tysięcy lat w leczeniu chorób układu oddechowego. Składnikiem aktywnym krzewu jest efedryna, która ze względu na podobieństwo strukturalne do adrenaliny powoduje podobne działanie: przyspiesza akcję serca, podwyższa ciśnienie tętnicze, rozszerza oskrzela oraz pobudza ośrodkowy układ nerwowy (rys. 5). Rezultatem nałożenia się powyższych skutków jest podwyższenie temperatury ciała oraz zahamowanie łaknienia.

Jeszcze do roku 2004 efedryna wchodziła w skład suplementów diety, koktajli energetycznych oraz leków. Jednak ze względu na skutki uboczne, takie jak euforia czy szybki spadek wrażliwości na substancję (*tachyfilaksja*) efedryna została zakazana, a na jej miejsce w wprowadzono bezpieczniejszą pseudoefedrynę, będącą mieszaniną diastereoizomerów efedryny. W suplementach diety zamiast efedryny pojawiła się synefryna, której naturalnym źródłem jest pomarańcza gorzka (łac. *Citrus aurantium*).





Rys. 5. Efedryna i jej syntetyczne pochodne

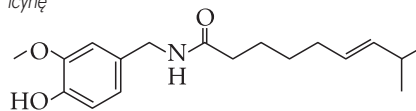
Syntetycznymi pochodnymi efedryny jest szeroka grupa amfetamin, które charakteryzują się podobnymi właściwościami jak efedryna (rys. 5). Jednak szereg skutków ubocznych pojawiających się przy ich stosowaniu doprowadził do całkowitego zakazu obrotu nimi.

Z tej grupy wyłamują się niektóre pochodne, które pozbawione są części negatywnych właściwości. Jedną z nich jest *fentermina* i *chlorfentermina*, jednak leki te dostępne są w wielu krajach, w tym w Polsce, jedynie na drodze importu docelowego. Przyczyną tego jest pojawienie się leków działających bezpiecznie i bardziej selektywnie na problem otyłości, jak np. *subitramina*.

**Papryka** (łac. *Capsicum*) – rodzaj roślin należących do psiankowatych, których środowiskiem naturalnym jest Ameryka Środkowa i Południowa (fot. 1). W odmianach znanych jako „chilli” w znaczących ilościach znajduje się *kapsaicyna*, która odpowiada za uczucie pieczenia, a nawet bólu po spożyciu rośliny (rys. 6). Działanie tej substancji polega na podwyższeniu temperatury ciała i tym samym szybszym spalaniu cukrów zawartych w posiłku. Udowodniono jednak, że to działanie utrzymuje się przez krótki czas, gdyż kapsaicyna stosunkowo szybko ulega metabolizmowi.



Fot. 1. „Chilli” jest odmianą papryki bogatą w kapsaicynę

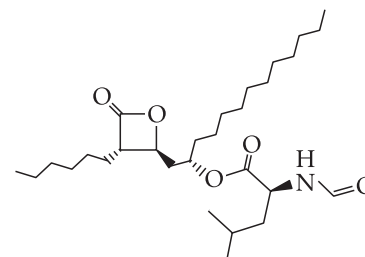


Rys. 6. Kapsaicyna, która przyspiesza metabolizm cukrów

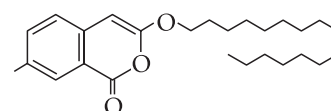
### Środki hamujące wchłanianie tłuszczu

W jednym z ostatnich wydań *Chemii w Szkole* (nr 4, 2013, s. 19–26) krótko opisaliśmy *orlistat*, jako substancję blokującą enzym rozkładający glicerydy. Obecnie, *orlistat* wraz z *cetylistatem*, uważany jest za najbezpieczniejszy lek pomagający zredukować masę ciała (rys. 7). Ich walorem jest to, iż z uwagi na wysoką hydrofobowość nie przedostają się przez barierę krew-mózg i tym samym nie wywołują niepożądanych efektów psychicznych, np. takich, które występują po stosowaniu niektórych pochodnych efedryny. Z drugiej jednak strony, hamując wchłanianie tłuszczu z przewodu pokarmo-

wego, *orlistat* powoduje też spadek stopnia wchłaniania witamin rozpuszczalnych w tłuszczach (A, D, E, K). Ponadto usuwane z przewodu pokarmowego niestrawione tłuszcze powodować mogą różnorakie pomniejsze problemy gastryczne.



orlistat



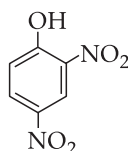
cetylistat

Rys. 7. *Orlistat* i *cetylistat* to substancje odpowiedzialne za blokowanie enzymu, który rozkłada glicerydy

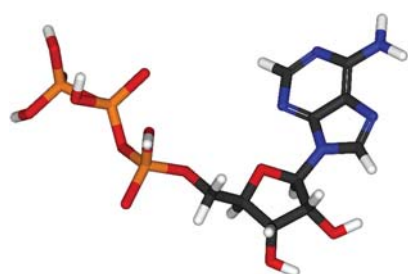
**2,4-dinitrofenol** (DNP) – w przeszłości wykorzystywany był do produkcji barwników, konserwantów tekstyliów, herbicydów i środków wybuchowych (rys. 7). W latach trzydziestych XX wieku na krótko pojawił się jako środek wspomagający odchudzanie. Jego działanie polega, w uproszczeniu, na ingerencji w szlak metaboliczny tworzenia się ATP (rys. 8), czego rezultatem jest szybsze spalanie tłuszczów i tym samym podwyż-



sznienie temperatury ciała. Skutkami ubocznymi przyjmowania DNP są problemy z podwyższonym tętnem i oddechem, nadmierne pocenie się i obrzęk płuc. Pomimo oczywistych znamion toksyczności substancja ta jest ciągle w użyciu, czego ostatnim przykładem w Polsce jest zejście nastolatki walczącej z nadwagą.



Rys. 7. DNP



Rys. 8. ATP (adenozyno-5'-trifosforan) – związek chemiczny będący ważnym elementem w wewnątrzsteczkowym transporcie energii (na rysunku przedstawiono atomy: fosforu – na pomarańczowo, tlenu – na czerwono, azotu – na niebiesko, węgla – na czarno, wodoru – na szaro)

### Pozostałe ważniejsze środki odchudzające

Kwestia farmakologicznego rozwiązania problemu otyłości w ostatnim półwieczu stała się wyjątkowo atrakcyjna dla koncernów farmaceutycznych, gdyż liczba potencjalnych klientów sięgać może kilkudziesięciu milionów w skali światowej. Z tego też względu usiłowano na rynek wprowadzić setki substancji, które w przeważającej ilości były pochodnymi efedryny. Pozostałą część krótko opisano w tabeli 1.

### Podsumowanie

Można przyjąć za ogólną prawdę, że wszystko dobre, co nas spotyka, ma swoją cenę. Tak też jest z jedzeniem i jedynie odpowiedzialna dieta nie niesie ze sobą stron nega-

Tabela 1.

Rok syntezy/ wprowadzenia	Struktura/nazwa	Opis działania
2006	 rimonabant	<b>Stosowany w:</b> walka z uzależnieniami od nikotyny i kokainy. <b>Skutki uboczne:</b> depresja, myśli samobójcze.
1999	 deksmetylfenidat	<b>Stosowany w:</b> ADHD, narcolepsja. <b>Skutki uboczne:</b> bezsenność, zawroty głowy, nudności, ból brzucha.
1979	 topiramat	<b>Stosowany w:</b> obżarstwo napadowe, epilepsja, choroba dwubiegunowa, bóle migrenowe. <b>Skutki uboczne:</b> nudności, biegunka, splątanie, problemy z pamięcią, zmęczenie.
1972	 zonisamid	<b>Stosowany w:</b> Zespół Westa, choroba Parkinsona, epilepsja. <b>Skutki uboczne:</b> bóle głowy, zawroty głowy, nudności, biegunka, bezsenność.
1960	 mazindol	<b>Stosowany w:</b> otyłość, dystrofia mięśni. <b>Skutki uboczne:</b> szybki oddech, splątanie, nudności, biegunka, wymioty, dreszcze.
1957	 metformina	<b>Stosowany w:</b> cukrzyca. <b>Skutki uboczne:</b> kwasica mleczanowa, nudności, wymioty, bóle brzucha.

tywnych. W przypadku niestosowania się do tego stwierdzenia sami odbieramy sobie część zdrowia – czegoś co jest bezcenne – i powoli dołączamy do grupy 500 milionów osób będących potencjalnymi pacjentami. Pamiętajmy też, że to od nas zależeć powinna decyzja o dodatkowym obciążaniu swojego organizmu, nie tyle nadmiernymi kilogramami, co substancjami pomagającymi w ich zbijaniu.

### Literatura:

- [1] J. Grundlingh, P.I. Dargan, M. El-Zanfaly, D.M. Wood; 2,4-Dinitrophenol (DNP): A Weight Loss Agent with Significant Acute Toxicity and Risk of Death; *J. Med. Toxicol.*, 2011, 7, s. 205–212
- [2] M. Yen, M. Burns Ewald; *Toxicity of Weight Loss Agents*, *J. Med. Toxicol.*, 2012, 8, s. 145–152

dr Mariusz Galek  
Selvita S.A. w Krakowie  
dr inż. Joanna Ortyl  
Katedra Biotechnologii i Materiałów Odnawialnych  
WIITCh, Politechnika Krakowska

# Narzędzia chemika

W nauczaniu nic nie zastąpi prawdziwego i realnego doświadczenia chemicznego. To elementarz dydaktyki tego przedmiotu. Dobrze wyposażone laboratoria są jednak w szkole rzadkością. Nie można liczyć na zmianę tego stanu rzeczy, ale nie należy też opuszczać z rezygnacją rąk. Są dwa wyjścia i dwa sposoby na to, by nauczanie chemii nie było jedynie teoretyczne.

## Doświadczenia proste

Kiedy brak nam laboratoryjnej infrastruktury, to nie możemy ze względów bezpieczeństwa wykonać wielu doświadczeń. Zostają nam oczywiście proste pokazy, do zrobienia których nie potrzebujemy wyciągu, drogich odczynników i innych elementów wyposażenia chemicznej pracowni z prawdziwego zdarzenia. To już coś i wiadomo, że z tej możliwości należy korzystać.

## W internecie nadzieja

Bezmiary sieci kryją ogromne zasoby, które nauczyciel chemii może znakomicie wykorzystać w swojej pracy. Wystarczy nauczyć się szukać. Wielu zapaleńców na całym świecie tworzy nie tylko gotowe materiały dydaktyczne, opracowania, filmy pokazujące skomplikowane doświadczenia chemiczne, których sami nie możemy wykonać, ale także narzędzia, dzięki którym możemy swoje lekcje uczynić mniej teoretycznymi. Korzystania z dobrodziejstwa internetu i używania narzędzi, które tam znajdziemy, należy się uczyć. To sposób na ominięcie wielu trudności, jakie napotykamy w dydaktyce chemii.

## Narzędzia

Jeśli mówimy o narzędziach, to warto ich poszukać i się z nimi „zaprzyjaźnić”, żeby nasze lekcje mogły być bardziej efektywne i efektowne. Wszak chemia to nauka efektowna – przynajmniej taką może się stać. Do narzędzi tych należą symulacje procesów i zjawisk chemicznych, które znajdziemy w internecie, jeśli tylko zadamy sobie trud ich poszukiwania. Na portalu edukacyjnym **edukator.pl** można zobaczyć ich trochę – w języku polskim, darmowe, dostępne już dziś. Jednak chemik ma sam ogromne możliwości tworzenia własnych multimedialnych materiałów edukacyjnych, jeśli tylko zaznajomi się z możliwościami, jakie niesie cyfrowa rewolucja i zechce spróbować. Bo warto się obsługiwać tych narzędzi uczyć.



© everythingpossible – Fotolia.com

Umiejętności te już niebawem staną się standardem. Nie można udawać, że internetu nie ma, że nie można tam niczego sensownego i użytecznego znaleźć. Nikt już nie uwierzy w to, że sieć pełna jest śmieci i lepiej ją omijać.

## Mapptipe dla chemii

W serwisie **edukator.pl** udostępniono narzędzie do tworzenia multimedialnych publikacji edukacyjnych, które wyposażone zostało w edytor równań chemicznych i modeli 3D cząstek. **Mapptipe** pozwala na zbudowanie ciekawych multimedialnych lekcji. Można skorzystać z urządzeń, którymi posługujemy się na co dzień – aparatu i kamery w telefonie komórkowym (aby zrobić zdjęcia czy nagrać film), kamery internetowej (żeby zarejestrować swoją wypowiedź), zgromadzić inne potrzebne media i stworzyć ciekawą wizualnie i dobrą dydaktycznie e-lekcję. Naszą pracę możemy udostępnić swoim uczniom, opublikować na **edukator.pl**, zapisać w wersji offline na swoim komputerze i korzystać z niej w swojej pracy. Wszystkie te media – równania chemiczne, modele 3D cząstek, filmy, dźwięki, teksty, obrazki – **Mapptipe** pozwala zintegrować w sensowną całość według naszego pomysłu, odpowiednią do celu, jaki sobie postawiliśmy, przystępując do pracy.

## I do tego nagrody

Na portalu **edukator.pl** trwa konkurs na najlepsze e-publicacje stworzone w edytorze treści **Mapptipe**. Konkurs jest adresowany do uczniów i nauczycieli. Można wygrać cenne nagrody. Nauczmy się tworzyć ciekawe i nowoczesne publikacje edukacyjne. Wykorzystujmy je w swojej pracy. To rozwijające i pożyteczne. Dla nas i dla naszych uczniów.

Artykuł promocyjny



KAPITAŁ LUDZKI  
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



MINISTERSTWO  
EDUKACJI  
NARODOWEJ

Honorowy Patronat Ministra Edukacji Narodowej

UNIA EUROPEJSKA  
EUROPEJSKI  
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Projekt dofinansowany przez Unię Europejską w ramach Europejskiego Funduszu Społecznego



# Izomeria optyczna w szkole średniej: od modeli geometrycznych do cząsteczek związków biologicznie czynnych

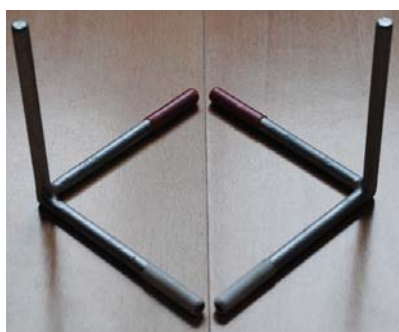
Przemysław T. SANECKI,  
Łukasz A. GŁOWCZYŃSKI

## Wstęp

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

## Przykłady izomerii optycznej

Punktem wyjścia jest przypomnienie, że wszelkie izomery, nie tylko optyczne, mają dokładnie



Rys. 1. Dwa rozróżnialne układy współrzędnych kartezyjskich, stanowiące parę chiralną. Można przyjąć: oś X – kolor czerwony, oś Y kolor biały, oś Z bez nałożonego koloru

taki sam skład chemiczny. W przypadku antypodów optycznych niemożliwe jest, poprzez jakiegokolwiek operacje w przestrzeni, nałożenia cząsteczki jednego z nich na drugą, chociaż na pierwszy rzut oka wyglądają identycznie. Sytuacja taka odpowiada pojęciu chiralności.

**Chiralność** (gr. *χειρ* (*cheir*) – ręka) to cecha obiektów trójwymiarowych, przejawiająca się w tym, że obiekt wyjściowy i jego lustrzane odbicie **nie są identyczne, w tym sensie, że nie można ich nałożyć na siebie** na drodze translacji i obrotu w przestrzeni. Na poziomie molekularnym chiralność jest oczywiście cechą całego obiektu – cząsteczki, a nie pojedynczych atomów.

Cząsteczki związków chemicznych wykazujące takie właściwości stanowią parę **enancjomerów**. Ich równomolowa mieszanina nazywana jest **mieszaniną racemiczną** lub **racematem**. Niemal

wszystkie właściwości fizyczne **enancjomerów** są jednakowe, ale zawsze **enancjomery** różnią się kierunkiem skręcania płaszczyzny światła spolaryzowanego: jeden w prawo(+), drugi w lewo(-), o ten sam co do wartości bezwzględnej kąt, charakterystyczny dla danej substancji, mierzony w tych samych warunkach doświadczalnych. **Enancjomery** mogą różnić się także barwą, zapachem lub smakiem i innego typu oddziaływaniem biologicznym [1–3].

Rys. 1 przedstawia dwa układy współrzędnych kartezyjskich, gdzie jeden jest odbiciem lustrzanym drugiego. Nazywamy je, odpowiednio, układem prawo- i lewoskrętnym.

Drugi przykład to para łączników do statywu. Uczniowie zapewne nie wiedzą, że taki element może być produkowany w wersji „prawej” i „lewiej” (rys. 2), podobnie jak drzwi. Rysunku prawej i lewej dłoni nie podajemy, bo każdy ma przy sobie ten przykład izomerii optycznej. Warto jednak dodać, że rękawiczkę prawą, np. gumową, można przekształcić w lewą, przewracając ją na drugą stronę.

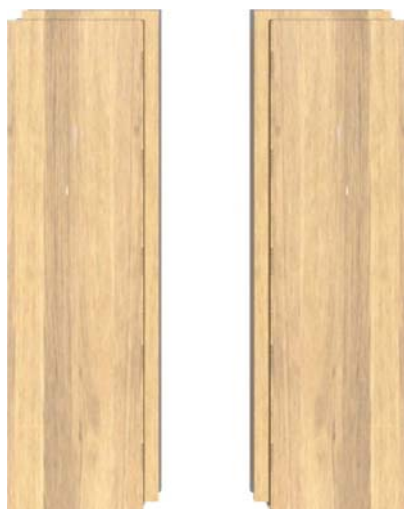
Kolejny przykład to samochód, a raczej jego różne modele, identyczne poza tym, że w jednym z nich kierownica znajduje się po lewej, a w drugim – po prawej stronie (np. na rynek angielski) – rys. 3.

Dalszy przykład (rys. 4) to „prawa” i „lewa” klepka podłogowa.

Następny przykład to K-DRON. Jest to nowa geometryczna figura przestrzenna, wynaleziona przez polskiego matematyka Janusza Kapustę i opatentowana w USA. Ma ona szereg interesujących właściwości, np. dwa K-DRON-y składają się na pełny sześcian, a każda część stanowi połowę objętości sześcianu [5]. Pomnik tej figury znajduje się w miejscowości Koło. K-DRON stanowi ciekawy materiał dydak-



Rys. 2. Dwa rozróżnialne łączniki do statywu pozostają z sobą w relacji odbić lustrzanych i stanowią parę chiralną



Rys. 4. Klepka podłogowa jako przykład nienakładalnych odbić lustrzanych w budownictwie. Chiralność pary klepek wynika z różnego osadzenia wystającego tzw. „pióra”



Rys. 3. Samochód z kierownicą po lewej i prawej stronie jako przykład pary chiralnej w technice

Źródło: <http://kondratczyk.motogrono.pl/2008/10/13/przełożenie-kierownicy-w-angliku/>



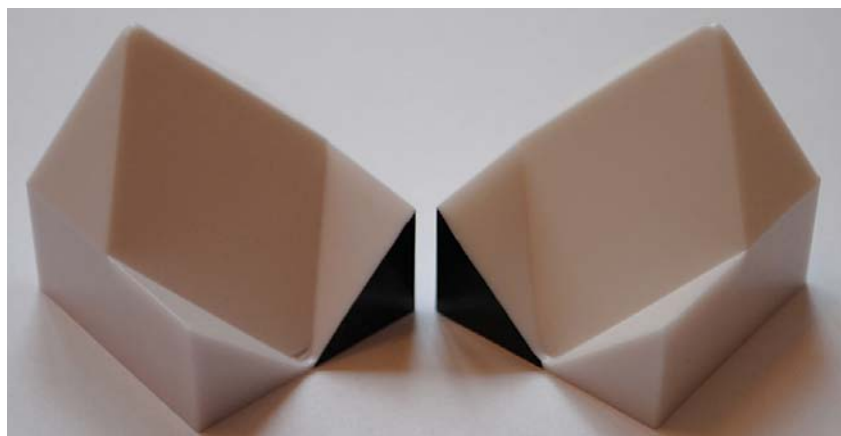
Rys. 5. Figura geometryczna K-DRON w wersji oryginalnej

Źródło: strona internetowa Janusza Kapusty: [www.k-dron.com](http://www.k-dron.com); US Patent nr 4,681,481 (1987)

tyczny, rozwijający wyobraźnię przestrzenną. Plastikowe modele K-DRON-u są dostępne w handlu.

Przedstawiony na rys. 5 K-DRON stanowi jego wersję oryginalną, gdzie każdy z dwu elementów składających się na sześcian jest identyczny. K-DRON, czy to biały czy czarny, jest dokładnie tożsamy ze swoim odbiciem lustrzanym, co

znaczy, że nie ma tu sytuacji analogicznej do izomerii optycznej. Możemy do niej jednak doprowadzić, wprowadzając w K-DRON-ie dodatkowy element różnicujący, np. czarną barwę jednej z płaszczyzn (rys. 6) lub dzieląc każdy z K-DRON-ów na części czarną i białą itp. To tylko dwie z wielu możliwości.



Rys. 6. Figury geometryczne K-DRON w wersji zmodyfikowanej, pozostające z sobą w relacji odbić lustrzanych





Rys. 7. Układ: para śrub z prawym i lewym gwintem

Dalszy przykład to śruby z prawym i lewym gwintem (rys. 7). Każdej śrubie odpowiada inna „optycznie czynna” nakrętka. Prawy i lewy gwint to także podstawa działania tzw. rzymskiej śruby, stanowiącej element do napinania lin i odciągów.

Rys. 8 przedstawia naturalny, wzięty z przyrody, przykład izomerii optycznej w skali makro – prawo- i lewoskrętne muszle ślimaka [3]. W świecie roślin zauważono z kolei, że niektóre rośliny pnące owijają się wokół podpór zawsze w jedną stronę. Np. w przypadku *Lonicera sempervirens* odpowiada to helisie prawoskrętnej, a *Convolvulus arvensis* lewoskrętnej [4].

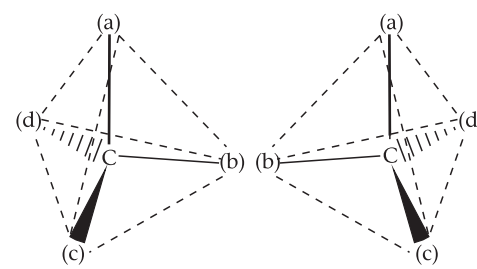
Rys. 9 dotyczy natomiast skali mikro i przedstawia podstawioną trzema podstawnikami cząsteczkę metanu.

Po zapoznaniu słuchaczy z geometrycznymi przykładami izomerii optycznej, można przejść do bardziej złożonych przykładów z chemii i biochemii. Odkrycie enancjomerii wśród cząsteczek i tym samym stworzenie podstaw stereochemii, jest zasługą Ludwika Pasteura [5, 6]. Krystalizował on, między innymi, sole kwasu winowego, substancji powstającej podczas fermentacji wina. Po rekrystalizacji

zacji winianu sodowo-amonowego z roztworu wodnego, w temperaturze zbliżonej do pokojowej, zauważył w otrzymanym osadzie dwa rodzaje (bardzo podobnych do siebie) kryształów. Różniły się one jedynie tak, jak różni się przedmiot od swojego odbicia w lustrze. (rys. 10). Pasteur stwierdził, że ich skład chemiczny, a także właściwości fizykochemiczne są identyczne. Spośród właściwości fizykochemicznych



Rys. 8. Izomeria optyczna w przyrodzie. Muszla ślimaka *Pseudalinda Falla* odwrócona (z lewej) i normalna (z prawej) [3]



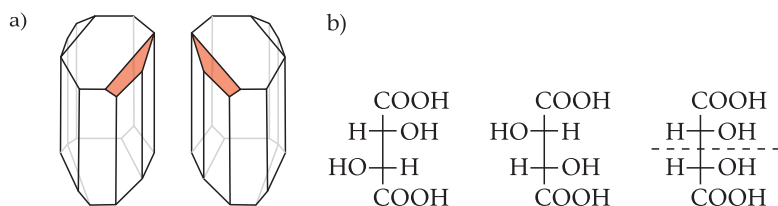
Rys. 9. Modelowy rysunek enancjomerów podstawionej cząsteczki metanu  $CH_4$ . Dzięki podstawieniu trzech (lub czterech) atomów wodoru różnymi podstawnikami cząsteczka uzyskuje właściwość izomeru optycznego [2]

**Tabela 1. Systemy rozróżniania i określania konfiguracji cząsteczek chiralnych**

Oznaczenie konfiguracji	Pochodzenie oznaczenia	Uwagi
L, D	Konfiguracja względna D, L Fishera względem wzorca aldehydu glicerynowego: $\begin{array}{c} \text{CHO} \\   \\ \text{H} \blacktriangleleft \text{C} \blacktriangleright \text{OH} \\   \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$	L – grupa OH po lewej stronie, D – OH po prawej stronie we wzorze rzutowym Fishera, przy założeniu, że grupa aldehydowa jest usytuowana u góry tego wzoru.
R, S	Konfiguracja absolutna wg reguł Cahna-Ingolda-Preloga	Wzorec konfiguracji ustalono na podstawie starszeństwa podstawników.

**Uwagi do tabeli 1:**

- O starszeństwie (kolejności) podstawników decyduje liczba porządkowa atomu połączony bezpośrednio z węglem chiralnym. Im większa liczba porządkowa tym starszy podstawnik. Starszeństwo poszczególnych podstawników określa się we wzorze Fishera oznaczając je literami a, b, c, d. Następnie dokonuje się parzystej liczby zamian tych liter, tak aby litera d znalazła się na dole wzoru. Jeżeli jest możliwe poruszanie się od podstawnika a do c zgodnie z ruchem wskazówek zegara, wówczas dany izomer jest izomerem R. W przeciwnym przypadku dany izomer jest izomerem S.
- Oznaczenia (+), (-) są jedynie zapisem faktu doświadczalnego skręcania płaszczyzny światła spolaryzowanego odpowiednio w prawo lub lewo, skąd wnioskuje się, że badana substancja zawiera chiralne cząsteczki.

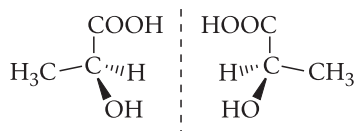


Rys. 10. a) Izomery optyczne kryształów winianu sodowo-amonowego  $\text{NaNH}_4\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$  oraz b) rzutowe wzory strukturalne izomerów kwasu winowego [1, 7]. Ze względu na istnienie dwóch chiralnych atomów węgla, istnieją w tym przypadku trzy izomery: podane w kolejności od lewej RR i SS, trzeci izomer **kwas mezo-winowy** ma płaszczyznę symetrii i nie jest optycznie czynny. Zawiera fragmenty strukturalne obu enancjomerów. Kwas mezo-winowy jest diastereoizomerem w odniesieniu do jego enancjomerów. Diastereoizomery to izomery przestrzenne nie będące względem siebie odbiciami lustrzanymi, mogą, ale nie muszą wykazywać czynności optycznej (np. kwas maleinowy i fumarowy, stanowiące izomery geometryczne *cis-trans*, są jednocześnie diastereoizomerami)

różniły się jedynie znakiem skręcalności właściwej, wyznaczonej przy pomocy polarymetru. Jedna odmiana winianu sodowo-amonowego skręcała wiązkę światła spolaryzowanego w prawo (+), a druga w lewo (-), o ten sam kąt. Zostały one nazwane, odpowiednio, prawoskrętną i lewoskrętną odmianą tego związku. Obie odmiany zmieszane razem równomolowo i rozpuszczone traciły zdolność skręcania płaszczyzny światła spolaryzowanego.

W tabeli 1 zestawiono dwa niezależnie istniejące systemy różnicowania i określania konfiguracji cząsteczek chiralnych [7].

Kolejny przykład to izomeria optyczna kwasu mlekowego  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$  (rys. 11). Cząsteczka kwasu mlekowego może być rozważana jako pochodna metanu z czterema różnymi podstawnikami (porównaj z rys. 9).

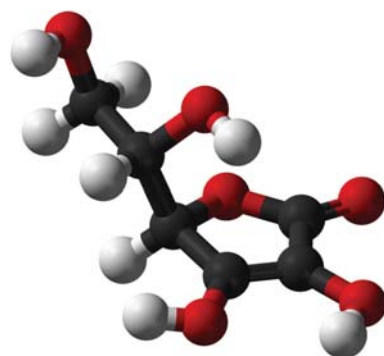
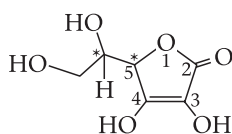


Rys. 11. (S)-(+)-kwas mlekowy (wzór lewy) i (R)-(-)-kwas mlekowy (wzór prawy) stanowią parę enancjomerów [1]. W konfiguracji względnej izomery S i R stanowią, odpowiednio, izomery L i D

Kwas L-(+)-askorbowy (askorbinowy), czyli (5R)-5-[(1S)-1,2-dihydroksyetylo]-3,4-dihydroksy-(5H)-furan-2-on lub witamina C, to organiczny związek chemiczny z grupy witamin, pochodna glukozy o wzorze sumarycznym

$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , przeciwutleniacz stosowany jako dodatek do żywności (E-300). W handlu dostępny jest tani syntetyczny kwas askorbinowy stanowiący najprawdopodobniej racemat oraz naturalna witamina C.

Kwas askorbowy to szczególnie interesująca substancja, ponieważ jest bardzo istotna dla zdrowia człowieka. Obecność dwóch węgli asymetrycznych, oznaczonych na rys. 12 gwiazdką, stwarza możliwość istnienia czterech postaci optycznie czynnych. Naturalny kwas askorbowy ma konfigurację L(+). Kwas D(+)-askorbowy wykazuje około 20 razy słabsze działanie, a kwasy askorbowe D(-) i L(-) są nieczynne biologicznie [8–11] (rys. 12).

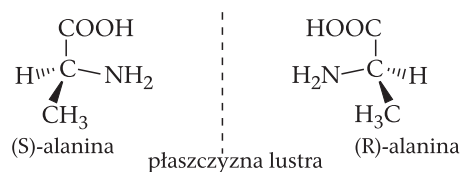


Rys. 12. Naturalny, biologicznie czynny kwas askorbowy ma konfigurację L i jest prawoskrętny, konfiguracja absolutna R, S [9]. Asymetryczne atomy węgla są oznaczone gwiazdką (rysunek powyżej). Przestrzenny model cząsteczki przedstawiony został niżej

Biologicznie czynny enancjomer kwas L(+)-askorbowy, skuteczny jako środek przeciw szkorbutowi, znajduje się w wielu owocach jak np. acerola, dzika róża, cytryna, pomarańcza, a także w korzeniu chrzanu.

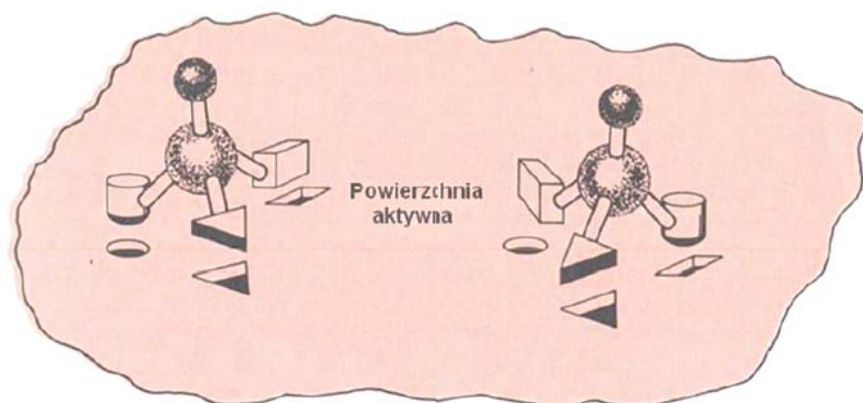
Przykłady izomerii optycznej kwasów mlekowego i askorbowego ilustrują ogólny problem, polegający na tym, że odmiana syntetyczna związków o znaczeniu biologicznym nie jest identyczna z odmianą występującą naturalnie w roślinach. W organizmach żywych występują niemal w 100% L-aminokwasy, ale jednocześnie D-cukry, co jest uwarunkowane istnieniem odpowiednich receptorów, które rozpoznają izomery. Dokładniej wyjaśnia to kolejny poglądowy rys. 13, z którego wynika, że receptor biologiczny jest przystosowany do akceptowania wyłącznie jednego izomeru [3]. Izomery optyczne (enancjomery) związków biologicznie czynnych wykazują na ogół zróżnicowaną aktywność biologiczną.

Kolejnym przykładem związku chemicznego zawierającego chiralny atom węgla jest aminokwas alanina.



Rys. 14. Odmiany S(+)- i R(-)-alaniny [3]

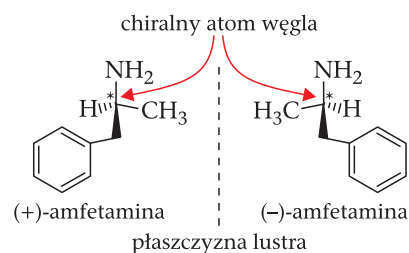
Dalszy przykład związku biologicznie czynnego, występującego w postaci izomerów optycznych to amfetamina (rys. 15). Jest to organiczny związek chemiczny, pochodna  $\beta$ -fenyloetyloaminy, będąca mieszaniną racemiczną dwóch stereoizomerów: prawoskrętnej (S)-(+)-(2-fenylo-1-metyloetylo)aminy (dekstroamfetamina) zwanej też D-amfetaminą i lewoskrętną (R)-(-)-(2-fenylo-1-metyloetylo)aminy (lewoamfetamina) zwanej L-amfetaminą, różniących się dzia-



Rys. 13. Poglądowe przedstawienie akceptacji lub braku akceptacji izomeru optycznego przez organizm żywy. Receptor biologiczny na powierzchni aktywnej jest zawsze taki sam, izomery optyczne są dwa, a płaszczyzna aktywna receptora oddziałuje tylko z jednym enancjomerem: strona lewa -akceptacja izomeru, strona prawa-brak akceptacji [3]

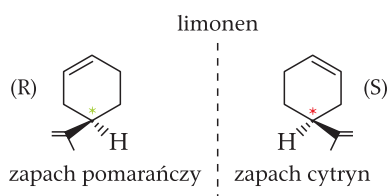
łaniem fizjologicznym. Amfetamina w temperaturze pokojowej jest higroskopijna, bezbarwną cieczą o silnie zasadowych właściwościach. Na gorąco matowi szkło sodowe oraz niszczy gumę. Ma charakterystyczny, nieprzyjemny „mysi” zapach. **Izomer o konfiguracji S(+)-amfetaminy wykazuje działanie euforyzujące, desynchronizuje półkule mózgowie oraz wywołuje zmiany w obrazie EEG mózgu, które po jednokrotnym zażyciu mogą utrzymywać się nawet do miesiąca.** Czysty izomer S(+)  
ma działanie bardzo podobne do kokainy. Natomiast izomer R(-) ma działanie bardziej obwodowe i wykazuje szkodliwe działanie na serce. Powoduje zmiany w obrazie EKG charakterystyczne dla zawału mięśnia sercowego.

Prawoskrętny izomer amfetaminy (D-izomer) 3–4 krotnie mocniej oddziałuje na ośrodkowy układ nerwowy niż jej L-izomer, który wykazuje silniejsze działanie na serce.



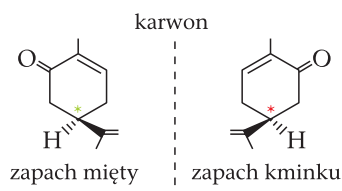
Rys. 15. Enancjomery amfetaminy [3]

Dalsze, sugestywne przykłady izomerii optycznej i jej skutków ilustruje materiał dydaktyczny opublikowany przez prof. Mlostonia z Uniwersytetu Łódzkiego [3]. Prezentuje on (rys. 16) zaskakujące różnice właściwości enancjomerów tego samego związku. Tym ciekawym związkiem jest limonen, którego odmiana R ma zapach pomarańczy, a odmiana S zapach cytryny.



Rys. 16. Izomeria optyczna limonenu: odmiana R ma zapach pomarańczy, odmiana S zapach cytryny. Gwiazdki wskazują asymetryczny atom węgla [3]

Kolejnym tego typu związkiem jest karwon, którego izomery mają zapach mięty (odmiana R) lub kminku (odmiana S).



Rys. 17. Izomery optyczne karwonu: Odmiana R ma smak mięty, odmiana S ma smak kminku. Gwiazdki wskazują asymetryczny atom węgla [3]

Kolejny przykład to niesławnej pamięci talidomid (rys. 18). Wy-

mieniony związek był stosowany jako lek o działaniu przeciwwymiotnym, przeciwbólowym, usypiającym i hipnotycznym, polecany w przeszłości kobietom w ciąży. Pierwotnie otrzymywano go jako racemat, tzn. mieszaninę zawierającą w równych proporcjach oba enancjomery. Wówczas jeszcze nie wiadomo, a udowodniono to dopiero pod koniec roku 1960, że jeden z enancjomerów (o konfiguracji absolutnej R) ma działanie lecznicze, a drugi (S) jest silnym teratogenem (gr. *teras* – potwór), tj. powodującym uszkodzenia płodów poprzez działanie na DNA oraz wykazującym działanie hamujące na angiogenezę (tzn. hamuje tworzenie nowych naczyń krwionośnych w kończynach oraz rozwój już istniejących). Działanie teratogenne jest szczególnie silne podczas pierwszych 50 dni ciąży.

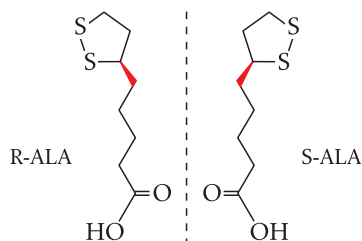
Zanim wykryto ten aspekt działania talidomidu, jego ofiarami zostało ok. 15 tysięcy ludzkich płodów, z czego 12 tysięcy zostało donoszone i urodzone jako dzieci z głębokimi wadami rozwojowymi. Spośród owych 12 tysięcy dzieci około 4 tysięcy zmarło przed ukończeniem 1 roku życia. Większość z ocalałych osób żyje do dnia dzisiejszego, chociaż prawie wszyscy mają ciężkie deformacje ciała, takie jak brak rąk lub nóg (fokomelia lub amelia) czy nienaturalne proporcje ciała. Po tych wstrząsających odkryciach talidomid usunięto z listy leków, a jego produkcję wstrzymano na wiele lat, zanim ustalono, który z enancjomerów ma działanie teratogenne oraz opracowano syntezę asymetryczną prowadzącą do otrzymania tylko enancjomeru o działaniu leczniczym.

Niemniej jednak, w organizmach żywych związek ten ulega stopniowej racemizacji, a zatem nawet podanie czystego enancjomeru o działaniu leczniczym nie jest do końca bezpieczne. Talidomid nie został wypuszczony na ry-



nek amerykański dzięki odpowiedzialnej postawie Frances Oldham Kelsey z FDA, odznaczonej za to w 1962 najwyższym odznaczeniem cywilnym w USA przez prezydenta J. F. Kennedy'ego. Preparat został wcześniej zarejestrowany w ponad 50 krajach, pod różnymi nazwami handlowymi (Talimol, Kevadon, Nibrol, Sedimide, Quie-toplex, Contergan, Neurosedyn, Distaval i inne) [12, 13].

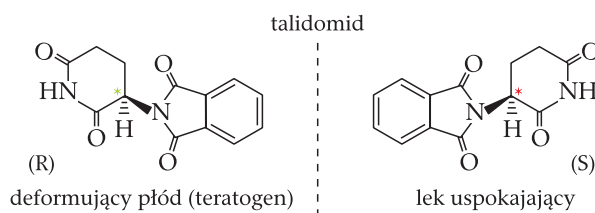
Ostatni przykład to izomeria kwasu liponowego (rys. 19). Kwas alfa-liponowy (ALA lub LA), (nazwa systematyczna: kwas 6,8-diooktanowy lub skrótowo: tiooktanowy;  $C_8H_{14}O_2S_2$ ) to organiczny związek chemiczny z grupy kwasów karboksylowych. Kwas liponowy ma zdolność chelatowania jonów metali. Jest stosowany jako odtruwacz, jedyny z grupy chelatorów zdolny do przekraczania bariery krew-mózg. Usuwa rtęć i inne metale z ciała i z mózgu. [12a].



Rys. 19. Izomery optyczne kwasu liponowego [16]

Oba izomery wykazują różną aktywność biologiczną. Izomer R jest polecany w odżywianiu, jako suplement diety, ze względu na jego podobną do witaminy rolę w metabolizmie. W praktyce stosowane są w tym celu oba izomery R i S, przy czym uzyskane dane wskazują, że enancjomer R jest formą polecaną w suplementacji, chociaż brak jakichkolwiek danych o szkodliwości formy S-LA.

Początkowo sądzono, że kwas liponowy jest witaminą i musi być dostarczany z pożywieniem. Jednak później okazało się, że może być syntezowany zarówno przez rośliny jak i zwierzęta, tak-



Rys. 18. Odmiany talidomidu: konfiguracja R stanowi mutagen i teratogen, natomiast konfiguracja S stanowi lek uspokajający [3, 14, 15]. Asymetryczny atom węgla jest oznaczony gwiazdką

że u człowieka. Kwas liponowy występuje w wielu produktach żywnościowych (najwięcej w brokułach i szpinaku). Nie są znane przypadki jego niedoboru. Zastosowanie kwasu liponowego to: neuropatia cukrzycowa, zatrucia grzybami i metalami ciężkimi, hepatopatie (schorzenia wątroby).

Przedstawione przykłady izomerii optycznej nie wyczerpują rzecz jasna zagadnienia ich obecności i ważności w życiu codziennym, medycynie i w przyrodzie. Dlatego należy zachęcać uczniów do samodzielnego poszukiwania dalszych przykładów. Napis  $\text{AMBULANS}$ , w wersji do odczytu w lusterku samochodu, wyraża fakt, że każda litera ma swój chiralny odpowiednik. Innymi słowy napis  $\text{AMBULANS}$  został najpierw poddany operacji lustrzanego odbicia i taki został umieszczony na

masce karetki, ponowna operacja lustrzanego odbicia dokonuje się już w lusterku samochodu jadącego przed karetką i przywraca normalne pismo.

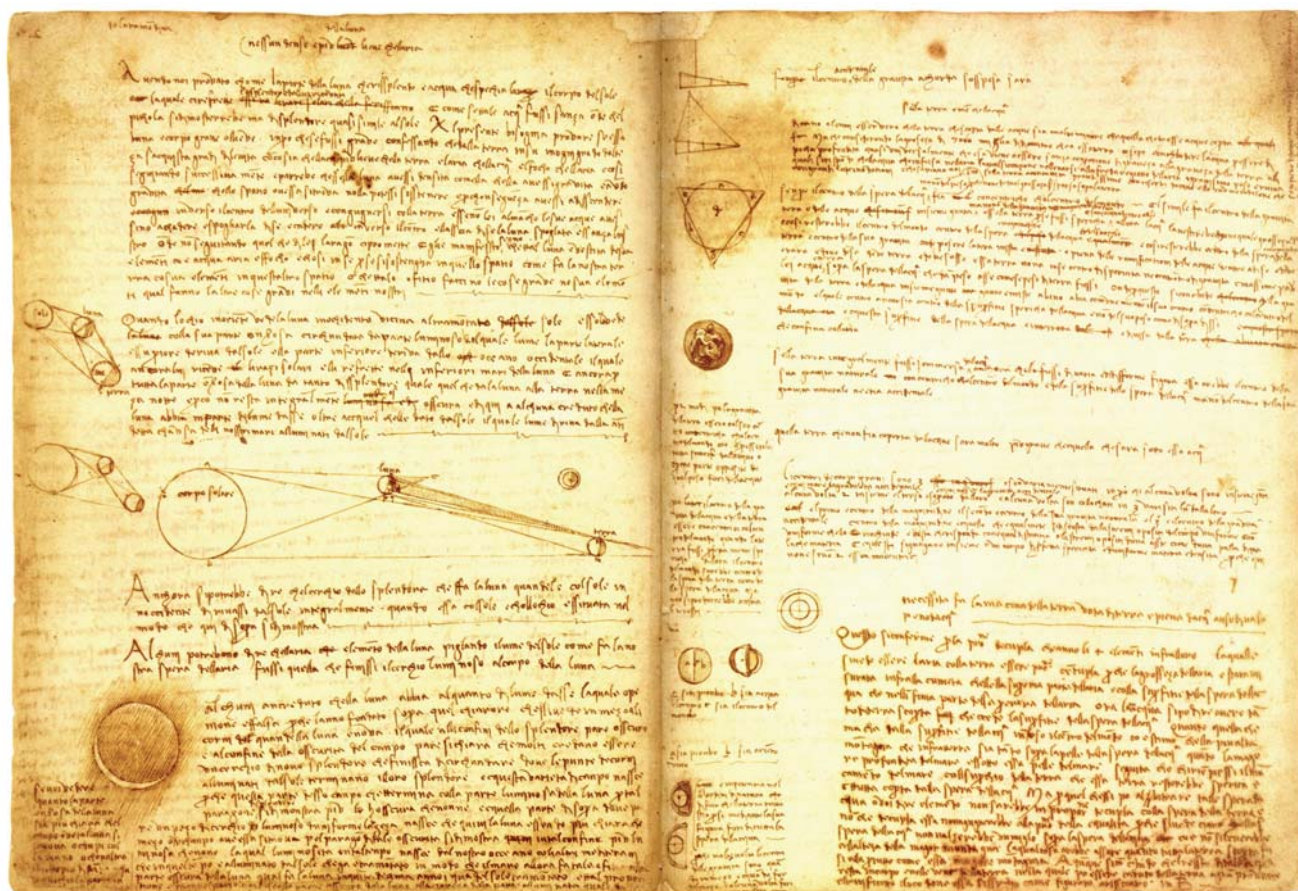
Leonardo Da Vinci swoje rękopisy pisał literami nie zwykłymi, lecz ich odbiciami lustrzanymi, czyli sporządzał je pismem lustrzanym. Być może czynił tak, bo chciał je zachować w tajemnicy, jednak bardziej prawdopodobnym jest, iż wynikało to z jego leworęczności. Dzięki takiemu sposobowi pisania, pisząc od prawej do lewej, nie rozmazywał atramentu [15].

Rozwinięcie problematyki izomerii optycznej można znaleźć w pracy Wojciechowskiego i Gancarza, jest tam także podana dalsza literatura tego problemu autorstwa wymienionych oraz innych autorów [4]. Niewielkie różnice we właściwościach izomerów optycznych



Rys. 20. Napis „AMBULANS” na masce karetki po operacji odbicia lustrzanego





Rys. 21. Kodeks Leicester – zbiór pism Leonarda Da Vinci spisany piśmem lustrzanym

przejawiają się w istnieniu eutektyków złożonych z obu form, podobnie jak to miejsce w przypadku stopów metali [16, 17]. Interesujący materiał dydaktyczny zawiera odnośnik [18].

**Podziękowanie**

Autorzy wyrażają wdzięczność Panu prof. dr. hab. inż. Jackowi Lubczakowi za konsultacje i wskazanie kilku istotnych pozycji literaturowych.

dr hab. inż. Przemysław T. Sanecki, prof. PRZ  
Politechnika Rzeszowska, Wydział Chemiczny  
e-mail: psanecki@prz.edu.pl

mgr inż. Łukasz A. Głowczyński  
Liceum Ogólnokształcące i Gimnazjum im. Jana Pawła II  
Siostr Prezentyk w Rzeszowie  
e-mail: l1ukaszek1@wp.pl

**Literatura:**

[1] Materiały dydaktyczne dla studentów: *Zastosowania Fizyki w Biologii i Medycynie*, dostępne na stronie internetowej Uniwersytetu Warszawskiego: [http://brain.fuw.edu.pl/edu/CHEM:Elementy\\_stereochemii](http://brain.fuw.edu.pl/edu/CHEM:Elementy_stereochemii)

[2] J. Kot, *Izomeria optyczna – podstawy dla licealistów*, Artykuł dostępny na stronie internetowej: [http://www.eduforum.pl/modules.php?name=Publikacje&d\\_op=getit&lid=1234](http://www.eduforum.pl/modules.php?name=Publikacje&d_op=getit&lid=1234)

[3] G. Młostoń: *Znaczenie odbicia lustrzanego*, Artykuł dostępny na stronie internetowej: [www.chemia.uni.lodz.pl/pdfy/mloston-acch-wyklad-2010.pdf](http://www.chemia.uni.lodz.pl/pdfy/mloston-acch-wyklad-2010.pdf)

[4] P. Wojciechowski, R. Ganczar: *Alicja po drugiej stronie lustra*, *Wiadomości Chemiczne* 1998, 52 (9–10), s. 699–711

[5] Informacje nt. kwasu winowego: [http://pl.wikipedia.org/wiki/Kwas\\_winowy](http://pl.wikipedia.org/wiki/Kwas_winowy)

[6] K. Manchester: *Exploding the Pasteurian legend*, *Endeavour* 2001, 25 (4), s. 148–152, artykuł ten jest dostępny na stronie: <http://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S0160932700013892>

[7] D. Morris: *Stereochemia*, PWN, Warszawa 2008

[8] Praca zbiorowa pod redakcją E. Pawelczyka, *Chemia leków. Podręcznik dla studentów farmacji*, PZWL Warszawa 1978, s. 377

[9] Praca zbiorowa pod redakcją A. Zejca, M. Gorczyca, *Chemia leków dla studentów farmacji i farmaceutów*, PZWL Warszawa 1998, s. 556–557

[10] M. Zajac, E. Pawelczyk: *Chemia leków dla studentów farmacji i farmaceutów*, wyd. Akademia Medyczna im. K. Marcinkowskiego, Poznań, 2000, s. 629; [12a] s. 627

[11] T. Coultate: *FOOD. The Chemistry of its Components*, 5th Edition, RSC Publishing Cambridge CB4 0WF, UK, 2009, s. 332–303

[12] Informacje pochodzą ze strony: <http://pl.wikipedia.org/wiki/Talidomid>

[13] M. Siemiński: *Środowiskowe zagrożenia zdrowia* PWN, Warszawa, 2008

[14] Zdjęcie pochodzi ze strony: <http://www.kulturystyczni.pl/viewtopic.php?t=4944>. Zdjęcie przedstawia istotnie kwas liponowy, chociaż autor w swym artykule pomylił kwas alfa-liponowy (nasycony, zawiera siarkę) z kwasem alfa-linolenowym (nienasycony, nie zawiera siarki). Są to dwa różne kwasy, lecz nieraz bywają mylone ze sobą

[15] [http://pl.wikipedia.org/wiki/Leonardo\\_da\\_Vinci](http://pl.wikipedia.org/wiki/Leonardo_da_Vinci)

[16] H. Lorenz, A. Seidel-Morgenstern: *A contribution to the mandelic acid phase diagram*, *Thermochimica Acta* 415, 2004, s. 55–61

[17] D. Polenske, H. Lorenz: *Solubility and Metastable Zone Width of the Methionine Enantiomers and Their Mixtures in Water*, *J. Chem. Eng. Data* 2009, 54, s. 2277–2280

[18] <http://www.chemguide.co.uk/basicorg/isomerism/optical.html>

# Roczny cykl pracy kół chemicznych w VI Liceum Ogólnokształcącym im. Jana Kochanowskiego w Radomiu

Stanisław BANASZKIEWICZ, Ewa SERAFIN

**W**Liceum Kochanowskiego w Radomiu od ponad pięćdziesięciu lat pracują dwa koła chemiczne:

- **koło wstępne**, obejmujące uczniów klas pierwszych i ewentualnie drugich, którzy później zdecydowali się na poszerzenie swoich wiadomości w tej dyscyplinie naukowej;
- **koło olimpijskie**, do którego przyjmowani są uczniowie po opanowaniu materiału szkoły średniej i zaliczeniu odpowiednich sprawdzianów.

Ponadto organizowane są zajęcia dodatkowe dla młodzieży przygotowującej się do różnych konkursów regionalnych oraz dla uczniów, którzy mają problemy z opanowaniem podstawowego materiału szkolnego.

W prezentowanej publikacji zajmiemy się tylko dwoma kołami wymienionymi na początku, ponieważ w nich gromadzi się młodzież z myślą o starcie w olimpiadzie chemicznej.

## Koło wstępne

Rekrutacja uczniów na zajęcia koła wstępnego odbywa się przede wszystkim w klasach I o profilu biologiczno-chemicznym i matematyczno-fizycznym oraz w klasie trzeciej gimnazjum (Liceum Kochanowskiego wchodzi w skład zespołu szkół – gimnazjum i liceum). W pierwszej fazie na zajęcia uczęszcza nawet do 50-ciu osób.

W połowie października ustala się listę uczestników koła i wtedy jest ich 30–40. Zajęcia prowadzone są w formie wykładu połączonego z ćwiczeniami, które polegają na rozwiązywaniu zadań przez wyznaczonych wcześniej uczniów.

Ramowy program zajęć obejmuje następujące tematy:

- budowa atomu, izotopy,
- promieniotwórczość,
- wiązania chemiczne,
- elementy chemii kwantowej,
- stopień i stała dysocjacji, pH roztworu,
- teorie kwasów i zasad,
- reakcje w roztworach wodnych, iloczyn rozpuszczalności, hydroliza, amfoteryczność,
- reakcje utleniania i redukcji,
- ogniwa i elektroliza,
- elementy kinetyki chemicznej, odwracalność reakcji,
- podstawy termodynamiki,
- węglowodory,
- jednofunkcyjne pochodne węglowodorów,
- izomeria konstytucyjna i stereoisomeria,
- związki wielofunkcyjne.

Po każdym zajęciach uczniowie otrzymują pracę domową – zestaw zadań i ćwiczeń dotyczących tematu zajęć. Przeprowadzane są także sprawdziany weryfikujące stopień opanowania przez uczniów omówionego materiału – dwa sprawdziany z chemii nieorganicznej i trzy z chemii organicznej.

Wyniki uzyskane ze sprawdzianów są podstawą do ustalenia listy uczniów zakwalifikowanych do koła olimpijskiego. Lista obejmuje zwykle nie więcej niż 20 osób. Uczniowie ci, od kwietnia prak-

tycznie do końca roku szkolnego, uczęszczają nadal na zajęcia koła wstępnego (aby dokończyć podstawowy kurs chemii organicznej) i równocześnie biorą udział w zajęciach koła olimpijskiego w środowe popołudnia. Przecież w kwietniu rozpoczyna się kolejny cykl olimpijski...

## Koło olimpijskie

Rok w kole olimpijskim rozpoczyna się zawsze w tydzień lub dwa po finale ostatniej olimpiady. Z koła odchodzą maturzyści i równocześnie przyjmowana jest nowa grupa z koła wstępnego (od 15 do 20 osób). Liczebność koła olimpijskiego nie przekracza 30 osób. Zajęcia od ponad 50 lat odbywają się zawsze w środę od godziny 17.00 do 19.00. Jest to bardzo ważna zasada i rozwiązuje wiele spraw organizacyjnych. Każdy z uczniów decydujący się na udział w pracy koła musi zaplanować sobie czas w środowe popołudnia. Nie zachodzi potrzeba powiadamiania uczniów o terminie kolejnego zebrania. W tygodniowym planie pracy członkowie koła mogą racjonalnie przewidywać czas na przygotowanie materiałów na kolejne zebranie. Absolwenci, którzy czasem po wielu latach, pojawiają się w Radomiu, odwiedzają swoich następców i opowiadają im o swoich drogach życiowych (szczególnie ci, którzy w życiu dużo osiągnęli).

Obecność na zajęciach jest obowiązkowa. W przypadku ważnych powodów uniemożliwiających uczestnictwo w zajęciach, uczeń jest zobowiązany do przekazania





VI Liceum Ogólnokształcące im. J. Kochanowskiego w Radomiu

stosownej informacji prowadzącemu zajęcia. Jeżeli nieobecności się powtarzają, to uczestnik zostaje skreślony z listy uczestników.

Na okres od kwietnia do wakacji przewidujemy realizację następujących zagadnień:

#### 1. Roztwory:

- podział roztworów ze względu na wielkość cząstek rozpuszczonych i ich zachowanie się w roztworze,
- pH mocnych i słabych kwasów (zasad) oraz ich mieszanin, buforów.

#### 2. Izomeria konstytucyjna i stereoizomeria (uzupełnienie).

#### 3. Związki kompleksowe (otrzymywanie, budowa, nazewnictwo, izomeria).

#### 4. Elementy termodynamiki chemicznej:

- parametry stanu, funkcje termodynamiczne i ich wzajemne związki,
- obliczanie wartości funkcji na podstawie cykli termodynamicznych,
- wykorzystywanie związku swobodnej entalpii ze stałą równowagi w zadaniach.

Każdy temat zawiera część teoretyczną (6–8 stron) i przykładowe zadania. Do opracowania każdego tematu wyznaczane są dwie osoby (najczęściej są to ochotnicy z gru-

py, która ma już za sobą jeden lub dwa starty w olimpiadzie). Część teoretyczna opracowywana jest na podstawie podręczników akademickich (potrzebne podręczniki są zawsze dostępne w bibliotece pracowni chemicznej). Zadania dobiera się z odpowiednich zbiorów (autorstwa Z. Galusa, A. Śliwy, P. Atkinsa i in.) i z olimpiad poprzednich edycji. W zależności od tematu liczba rozwiązywanych zadań na zajęciach waha się od 3 do 6.

Przygotowane do referowania materiały są sprawdzane przez opiekuna koła i po naniesieniu poprawek są prezentowane na zajęciach. Na każdy temat przewiduje się 2–3 zajęcia, czas liczony jest elastycznie (temat musi być porządnie zrealizowany). W trakcie realizacji tematu, w miarę potrzeby, prowadzący zajęcia uzupełnia wypowiedzi referującego. Oprócz tematów realizowanych na zajęciach koła uczestnicy mają zadane prace własne. Grupa starsza (z ubiegłego roku) w każdym tygodniu przygotowuje 3–5 zadań z poprzednich olimpiad. Zadania te są sprawdzane przez opiekuna i oddawane z odpowiednimi uwagami. W czerwcu przeprowadzane są sprawdziany z omówionego materiału oraz z zadań wyznaczonych na prace domowe.

Pierwszy sprawdzian grupa „starsza” pisze z zadań grupy A z ostatnich dziesięciu olimpiad, a grupa nowoprzyjęta z zakresu szkoły średniej. Drugi sprawdzian dla grupy „starszej” obejmuje zadania grupy B, a dla grupy „młodszej” – zadania grupy A ostatnich pięciu olimpiad. W związku z pracą wyznaczoną na miesiące wakacyjne i wrzesień, tworzone są dwu- i trzyosobowe zespoły według własnego doboru, ale w każdym zespole musi być jedna osoba, która ma za sobą start w olimpiadzie. W ten sposób nowi członkowie koła mają zapewnioną możliwość konsultacji. Na tych samych zajęciach sygnalizowane są kolejne tematy do opracowania:

#### 5. Spektroskopia:

- spektrografia masowa, IR, UV-Vis,  $^1\text{H}$  NMR.

#### 6. Kinetyka chemiczna (uzupełnienie).

#### 7. Elektrochemia: ogniwa, elektrolyza (uzupełnienie).

#### 8. Przewodnictwo równoważnikowe.

#### 9. Wybrane działy chemii organicznej:

- reakcje grup funkcyjnych,
- przykładowe syntezy z udziałem fluorowcopochodnych, związków Grignarda, soli diazoniowych, aminokwasów, peptydów, cukrów,

- skracanie i wydłużanie łańcucha węglowego,
- teoria podstawników w pierścieniu aromatycznym.

10. Dodatkowe tematy wynikające z zadań bieżącej olimpiady.

Na pierwszych zajęciach we wrześniu zostają imiennie przydzielone wymienione wyżej tematy. Jest to właściwie formalność, ponieważ tematy te zostały rozdzielone między ochotników jeszcze przed wakacjami. Bardzo ważne jest sprecyzowanie terminów i kolejność referowania oraz przygotowanie odpowiednich zestawów zadań do każdego zagadnienia. Do końca września członkowie koła oddają zadania grupy A bieżącej olimpiady, które są sprawdzane przez prowadzącego zajęcia i po dodatkowym omówieniu trudniejszych elementów odbywa się sprawdzian. Jego wyniki są podstawą do przygotowania listy zawodników, którzy wystartują w bieżącej olimpiadzie. **Część osób nie wytrzymuje wyznaczonego tempa pracy i rezygnuje z zajęć.** Przed zawodami pierwszego etapu, na zajęciach koła zostają rozwiązane zadania eliminacyjne grupy B, bieżącej edycji olimpiady, z odpowiednim uzupełnieniem teoretycznym zagadnień dotyczących tych zadań.

Po zawodach pierwszego etapu przystępujemy do realizacji tematów sygnalizowanych we wrześniu. Podobnie jak przed pierwszym etapem, również przed zawodami okręgowymi zostają przeprowadzone dwa sprawdziany z drugich etapów ostatnich dziesięciu olimpiad. Po zawodach drugiego etapu (koniec stycznia) całą uwagę skupiamy na ćwiczeniu umiejętności rozwiązywania zadań i uzupełnianiu elementów wiedzy teoretycznej potrzebnych do rozwiązania konkretnego zadania. Ważną wskazówką dla doboru zadań jest tematyka bieżącej olimpiady.

Przed finałem odbywa się tylko jeden sprawdzian, obejmujący

zadania finałowe ostatnich kilku olimpiad. Po finale następuje zakończenie cyklu pracy obejmujące dany rok i po około dwóch tygodniach zaczyna się nowy.

### Część laboratoryjna w rocznym cyklu pracy koła

Zajęcia laboratoryjne realizowane są od września do kwietnia następnego roku (do finału), najczęściej w czwartki od godziny 14.30 do 19.00.

Pierwszy etap obejmuje następujące zagadnienia z chemii analitycznej:

- reakcje charakterystyczne kationów (według grup analitycznych),
- reakcje charakterystyczne anionów (według grup analitycznych),
- identyfikacja kationów i anionów,
- identyfikacja soli,
- reakcje charakterystyczne dla wybranych grup funkcyjnych w związkach organicznych,
- krzyżówki nieorganiczne (roztwory),
- krzyżówki mieszane organiczno-nieorganiczne, roztwory, substancje czyste,
- krzyżówki organiczne (roztwory, substancje czyste),
- elementy analizy objętościowej – podstawy teoretyczne,
- miareczkowanie alkacymetryczne.

Druga część realizowana jest od stycznia do finału bieżącej olimpiady i obejmuje zagadnienia z analizy jakościowej organicznej i nieorganicznej oraz analizy ilościowej (głównie objętościowej), przygotowujące uczniów do samodzielnego rozwiązywania zadań laboratoryjnych w II i III etapie olimpiady.

### Realizacja części laboratoryjnej

Na pierwszych zajęciach prowadzący omawia szczegółowe zasady bezpiecznego postępowania

się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami. Uczniowie otrzymują gotowe materiały z podstaw analizy jakościowej nieorganicznej i organicznej, z których korzystają w czasie ćwiczeń. Mają również podaną literaturę, w której znajdują się szczegółowe opisy poszczególnych ćwiczeń:

- T. Lipiec, Z. Szmal: „Chemia analityczna z elementami chemii instrumentalnej”,
- J. Woliński, J. Terpiński: „Organiczna analiza jakościowa”,
- S. Banaszkiewicz, B. Kukułka, M. Manek: „Analiza związków organicznych”.

Wymieniona literatura znajduje się w bibliotece pracowni chemicznej.

Początkowo uczniowie pracują w dwu- i trzyosobowych grupach. Po kilku zajęciach pracują indywidualnie. Po wykonaniu każdego ćwiczenia piszą sprawozdanie sprawdzane przez prowadzącego zajęcia.

Do poszczególnych ćwiczeń z analizy ilościowej wyznaczeni uczniowie przygotowują część teoretyczną wraz z zadaniami zaczerpniętymi z poprzednich olimpiad. Dobór ćwiczeń związany jest z tematyką zadań części laboratoryjnej olimpiady (często jest niestety ograniczany zasobami szkolnego laboratorium).

Ogromny zakres materiału części laboratoryjnej powoduje konieczność znacznego zwiększenia liczby godzin zajęć laboratoryjnych przed finałem.

W przedstawionym materiale staraliśmy się omówić metody pracy i zakres realizowanego programu na zajęciach kół chemicznych w Liceum Kochanowskiego w Radomiu, według których przygotowywaliśmy wspólnie młodzież do olimpiady przez ponad dwadzieścia lat.

dr Stanisław Banaszkiewicz  
mgr Ewa Serafin



# Tylko u nas przeczytacie w 2014 r.

## Chemia biologiczna i farmaceutyczna

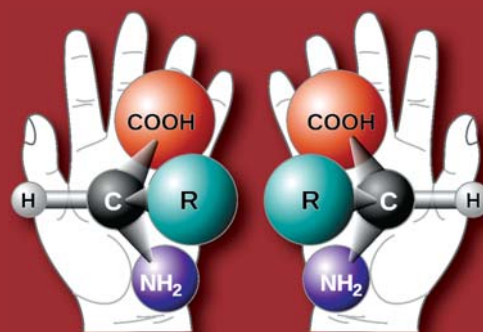
Funkcje medyczne leków i biomolekuł  
Znaczenie izomerii optycznej w chemii medycznej  
Synteza asymetryczna w chemii organicznej

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

Propozycje ciekawych doświadczeń lekcyjnych

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

Recenzje podręczników i zbiorów zadań



### 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)

i w sklepie internetowym [www.raabe.com.pl](http://www.raabe.com.pl)

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

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



PRENUMERATA  
2014

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

### II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

1. RUCH SA – zamówienia na prenumeratę w wersji papierowej i na e-wydania można składać bezpośrednio na stronie [www.prenumerata.ruch.com.pl](http://www.prenumerata.ruch.com.pl). Ewentualne pytania prosimy kierować na adres e-mail: [prenumerata@ruch.com.pl](mailto:prenumerata@ruch.com.pl) lub kontaktując się z Centrum Obsługi Klienta „RUCH” pod numerami: 22 693 70 00 lub 801 800 803 – czynne w dni robocze w godzinach 7<sup>00</sup>–17<sup>00</sup>. Koszt połączenia wg taryfy operatora.
2. GARMOND PRESS – tel. 22-836-69-21 [prenumerata.warszawa@garmondpress.pl](mailto:prenumerata.warszawa@garmondpress.pl),
3. KOLPORTER S.A. – prenumeratę instytucjonalną można zamawiać w oddziałach firmy. Informacje: [www.kolporter.com.pl](http://www.kolporter.com.pl)
4. POCZTA POLSKA – zamówienia w wszystkich urzędach pocztowych lub u listonoszy, drogą elektroniczną: [www.poczta-polska.pl](http://www.poczta-polska.pl). Infolinia w godz. 8<sup>00</sup>–22<sup>00</sup>: 801 333 444 (dla telefonów stacjonarnych) i 801 333 444 (dla telefonów komórkowych i z zagranicy).

III. NUMERY ARCHIWALNE W WERSJI ELEKTRONICZNEJ dostępne są w sklepie internetowym [www.raabe.com.pl](http://www.raabe.com.pl)

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

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

# Przykładowy arkusz maturalny

Kamil KAZNOWSKI

Poniżej prezentowany próbny arkusz maturalny jest zgodny z treściami standardów maturalnych w zakresie rozszerzonym, obowiązujących do roku 2014. Przedstawiony został również klucz odpowiedzi oraz schemat punktowania wraz z ewentualnymi uwagami.

Czas przeznaczony na egzamin powinien wynosić 150 minut, natomiast ilość punktów do zdobycia za poprawne rozwiązanie arkusza wynosi 60.

Uczeń może korzystać z tablic maturalnych, które są zgodne ze standardami CKE (dostępne na stronie internetowej CKE) i prostego kalkulatora matematycznego.

## Informacja do zadań 1.–3.

Analizowany pierwiastek E ma w atomie 6 elektronów walencyjnych, z których **tylko jeden** w stanie podstawowym znajduje się na orbitalu atomowym opisywanym liczbami kwantowymi:  $n = 4$ ,  $l = 0$ ,  $m = 0$ .

### Zadanie 1. (2 pkt)

Zidentyfikuj pierwiastek chemiczny E, podając jego symbol i położenie w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.

Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu	Blok konfiguracyjny

### Zadanie 2. (1 pkt)

Zapisz skróconą konfigurację elektronową jonu prostego pierwiastka E, powstałego w wyniku utraty 3 spośród 6 elektronów walencyjnych.

### Zadanie 3. (2 pkt)

Ustal najwyższy stopień utlenienia, jaki może przyjmować pierwiastek E w związkach chemicznych oraz podaj wzory sumaryczne dwóch soli potasowych, w których pierwiastek E na swoim najwyższym stopniu utlenienia wchodzi w skład anionu.

Stopień utlenienia pierwiastka	Wzory sumaryczne soli

## Informacja do zadań 4.–5.

Dawka letalna  $LD_{50/30}$  to ilość promieniowania pochłoniętego (wyrażona w siwertach; 1 siwert jest równoważny 100 remom), która powoduje śmierć 50% osobników w ciągu 30 dni po napromieniowaniu. Dla człowieka  $LD_{50/30}$  wynosi 3–4, muchy – 80, a dla pantofelka – 3000 siwertów.

Opracowane na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, „Tablice chemiczne”, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2008.

### Zadanie 4. (1 pkt)

Wyraź przedział  $LD_{50/30}$  dla człowieka w remach.

### Zadanie 5. (2 pkt)

Populacja much, licząca 1500 osobników została napromieniowana dawką 4000 remów. Oblicz, ile much statystycznie może nie przeżyć 30 dni w wyniku napromieniowania wskazaną dawką.

## Informacja do zadań 6.–7.

Chlorek tionylu  $SOCl_2$  to nieorganiczny związek chemiczny, w którym atom siarki jest atomem centralnym, otoczonym przez atomy tlenu i chloru.

### Zadanie 6. (1 pkt)

Uzupełnij tabelę, wskazując liczbę wiązań danego rodzaju.

Wiązanie $\sigma$	Wiązanie $\pi$	Wiązaniekowalencyjne (w tym koordynacyjne)	Wiązanie jonowe

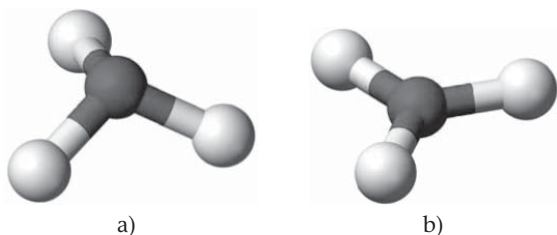
### Zadanie 7. (2 pkt)

Uzupełnij luki w zdaniach tak, aby miały one sens merytoryczny, a następnie wybierz taki kształt cząsteczki, który najlepiej opisuje geometrię cząsteczki chlorku tionylu  $SOCl_2$ .

**VSEPR** (ang. *Valence Shell Pair Repulsion*, pl. *odpychanie par elektronowych powłoki walencyjnej*) to me-

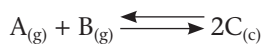
toda teoretyczna, która pozwala przewidzieć kształt prostych cząsteczek chemicznych, takich jak chlorek tionylu  $\text{SOCl}_2$ . Podstawą metody jest wyznaczenie **liczby przestrzennej Lp** dla atomu centralnego, czyli liczby walencyjnych atomowych orbitali zhybrydowanych, a następnie skojarzenie go z odpowiednim typem hybrydyzacji:  $Lp = 2$  odpowiada hybrydyzacji .....,  $Lp = 3$  – odpowiada hybrydyzacji ....., natomiast  $Lp = 4$  przypisywana jest hybrydyzacji .....

$Lp$  atomu siarki w chlorku tionylu przyjmuje wartość ....., Prawdopodobny kształt cząsteczki chlorku tionylu jest następujący (zakreśl właściwy rysunek):



**Zadanie 8. (2 pkt)**

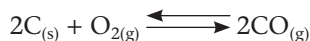
W zbiorniku o objętości  $1,00 \text{ dm}^3$  przeprowadzono reakcję chemiczną, mieszając ze sobą  $0,10$  mola substancji A oraz  $0,20$  mola substancji B. Ustaliła się równowaga chemiczna:



Wiedząc, że stała równowagi reakcji  $K = 1,00$ , oblicz stężenie równowagowe produktu C.

**Zadanie 9. (1 pkt)**

W zamkniętym zbiorniku przeprowadzono egzotermiczną reakcję spalania węgla do czadu:



Ustal, jak należy zmienić stężenie produktu tej reakcji, temperaturę i ciśnienie w układzie reakcyjnym, aby zwiększyć jej wydajność. W tym celu uzupełnij tabelę, wpisując w odpowiednie miejsca: **zwiększyć/zmniejszyć**.

Stężenie CO	Temperatura układu	Ciśnienie w układzie

**Zadanie 10. (2 pkt)**

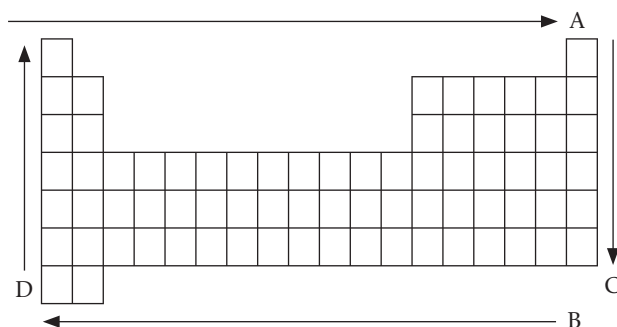
Przeczytaj uważnie poniższe zdania, a następnie oznacz literą P te, które uznasz za prawdziwe, lub F – jeśli uznasz je za fałszywe.

W stanie równowagi reakcji chemicznej $A + B \rightleftharpoons C + D$ szybkość reakcji przebiegającej w lewo $v_1$ jest równa szybkości reakcji przebiegającej w prawo $v_2$ .	
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--

W stanie równowagi reakcji chemicznej $A + B \rightleftharpoons C + D$ stała szybkość reakcji przebiegającej w lewo $k_1$ jest równa stałej szybkości reakcji przebiegającej w prawo $k_2$ .	
Katalizator wpływa na położenie stanu równowagi reakcji poprzez zwiększenie szybkości jej przebiegu.	
Kwas, którego stała dysocjacji jonowej $K_a = 10^{-10}$ jest kwasem słabym, czyli dysocjującym w bardzo niewielkim stopniu.	
Stała równowagi reakcji nie zależy od stężenia reagentów, zatem odbieranie produktu reakcji (zmniejszanie stężenia) nie zakłóca położenia stanu równowagi tej reakcji.	

**Zadanie 11. (2 pkt)**

Na rysunku przedstawiony został kontur układu okresowego pierwiastków chemicznych oraz cztery strzałki oznaczone literami A, B, C i D. Podaj symbole literowe strzałek tak, aby za każdym razem ilustrowały one **wzrost** danej wielkości fizycznej.

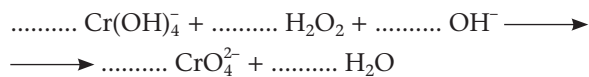


Wzrost promienia atomowego wskazuje(-a) strzałka(-i): .....

Wzrost pierwszej energii jonizacji wskazuje(-a) strzałka(-i): .....

**Zadanie 12. (3 pkt)**

Dobierz brakujące współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej metodą bilansu elektronowego lub elektrono-jonowego i uzupełnij luki tak, aby zdanie miało sens merytoryczny.

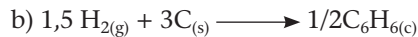


Stosunek molowy reduktora do utleniacza w reakcji utleniania jonów tetrahydrosochromianowych(III) do chromianowych(VI) wynosi ....., Objawem przebiegu tej reakcji jest zmiana zabarwienia roztworu z ..... na .....

**Zadanie 13. (2 pkt)**

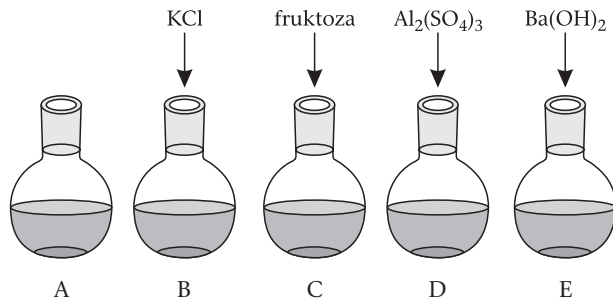
Wiedząc, że standardowa entalpia tworzenia ciekłego benzenu wynosi  $49 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , oblicz standardowe entalpie poniższych reakcji:





**Zadanie 14. (2 pkt)**

Przygotowano pięć kolb płaskodennych, w których umieszczono jednakową objętość wody destylowanej. Następnie do czterech z nich wprowadzono po 0,1 mola dobrze rozpuszczających się substancji i roztwory dokładnie wymieszano.

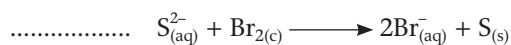
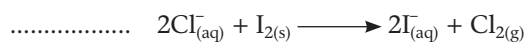
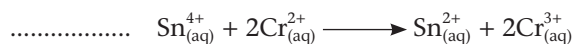


- a) Uszereguj roztwory A–E ze wzrostem temperatury wrzenia.  
 b) Uszereguj roztwory A–E ze spadkiem temperatury krzepnięcia.

**Zadanie 15. (1 pkt)**

Poniżej przedstawiony został fragment szeregu potencjałów redoks. Na jego podstawie oceń, który z procesów chemicznych jest możliwy do przeprowadzenia. W tym celu wpisz T, jeśli reakcja może przebiegać samorzutnie, lub N – jeśli samorzutny przebieg reakcji nie jest możliwy.

Półogniwo	$E^0$ [V]
$S_{(s)}   S_{(aq)}^{2-}$	-0,476
$Cr_{(aq)}^{2+}, Cr_{(aq)}^{3+}$	-0,407
$Sn_{(aq)}^{2+}, Sn_{(aq)}^{4+}$	+0,151
$I_{(aq)}^-   I_{2(s)}$	+0,536
$Fe_{(aq)}^{2+}, Fe_{(aq)}^{3+}$	+0,771
$Br_{(aq)}^-   Br_{2(c)}$	+1,087
$Cl_{(aq)}^-   Cl_{2(g)}$	+1,358



**Informacja do zadań 16.–17.**

Ogniwo chromowo-miedziowe zbudowane jest z dwóch półogniw, których standardowe potencjały elektrodowe wynoszą, odpowiednio:

$E^0Cr | Cr_{(aq)}^{3+} = -0,744 V,$

$E^0Cu | Cu_{(aq)}^{2+} = +0,342 V.$

**Zadanie 16. (2 pkt)**

Zapisz schemat ogniwa chromowo-miedziowego zgodnie z konwencją sztokholmską (uwzględnij znaki elektrod) oraz oblicz siłę elektromotoryczną tego ogniwa w warunkach standardowych.

**Zadanie 17. (2 pkt)**

Oblicz, ile mg blaszki chromowej roztworzyło się, jeżeli masa blaszki miedzianej zwiększyła się o 254 mg.

**Zadanie 18. (3 pkt)**

Wodny roztwór, który sporządzono przez rozpuszczenie 0,010 mola chlorku żelaza(III) i 0,040 mola azotan(V) miedzi(II), poddano elektrolizie na elektrodach platynowych. Proces przerwano, gdy osadzona na elektrodzie warstwa metaliczna zawierała 10% masowych żelaza znajdującego się w roztworze. Oblicz masę metalicznego osadu na powierzchni katody oraz czas trwania elektrolizy, którą prowadzono prądem o natężeniu 0,5 A. Stała Faradaya  $F = 96\,500 C \cdot mol^{-1}$ .

**Zadanie 19. (2 pkt)**

Do otwartej zlewki ustawionej na wyzerowanej wadze analitycznej wprowadzono 100,00 g 30% roztworu nadtlenku wodoru i 1,00 g tlenku manganu(IV). Wskazania wagi (tuż po dodaniu katalizatora reakcji rozkładu perhydrołu) zanotowano. Oblicz stężenie procentowe roztworu nadtlenku wodoru w momencie, w którym masa zlewki i jej zawartości zmniejszyła się o 5,00 g.

**Zadanie 20. (1 pkt)**

Reguła Paulinga pozwala teoretycznie oszacować moc kwasów. Ilościowa zależność stałej dysocjacji kwasu  $H_xEO_y$ , od liczby atomów tlenu i wodoru w cząsteczce kwasu przedstawiona jest w tabeli.

$y = x$	$y = x + 1$	$y = x + 2$	$y = x + 3$
$K_a \approx 10^{-10}$	$K_a \approx 10^{-3}$	$K_a \approx 10^3$	$K_a \approx 10^8$

Na podstawie danych zawartych w tabeli wskaż najmocniejszy i najsłabszy kwas w podanym zbiorze kwasów nieorganicznych:



**Zadanie 21. (2 pkt)**

Przygotowano wodny roztwór poprzez rozpuszczenie 0,001 mola stałego chlorku sodu i 0,001 mola stałego bromku sodu w 100 cm<sup>3</sup> wody. Roztwór ten następnie zmiareczkowano poprzez stopniowe (kroplami) dodawanie nasyconego roztworu azotanu(V) srebra.

Oblicz, która z soli, chlorek srebra czy bromek srebra, zacznie wytrącać się jako pierwsza. Załóż, że wkraplały roztwór azotanu(V) srebra nie zmienia objętości analizowanego roztworu wodnego.

$$K_{s0} \text{AgCl} = 1,78 \cdot 10^{-10}, K_{s0} \text{AgBr} = 5,25 \cdot 10^{-13}$$

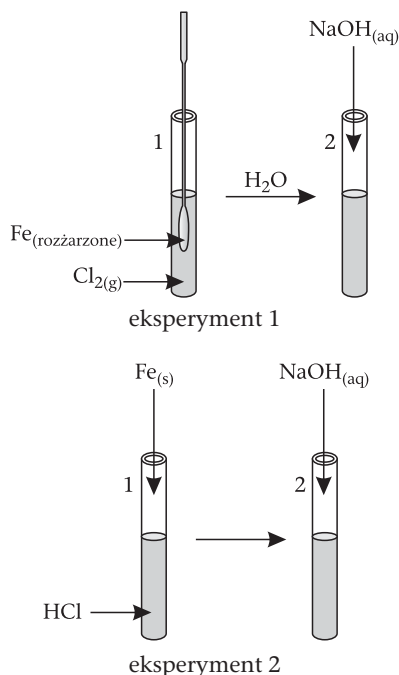
### Zadanie 22. (3 pkt)

Oblicz stężenie jonów wodorowych w wodnym roztworze kwasu etanowego  $\text{CH}_3\text{COOH}$  o stężeniu  $0,17 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i objętości  $100 \text{ cm}^3$ , a następnie oblicz objętość (w  $\text{cm}^3$ )  $0,01$ -moleowego wodnego roztworu wodorotlenku sodu, która jest niezbędna do tego, aby zobojętnić taką ilość kationów wodoru, jaka powstaje w roztworze kwasu etanowego w procesie jego dysocjacji.

$$K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

### Informacja do zadań 23.–24.

Przeprowadzono dwa niezależne eksperymenty chemiczne, które zostały zilustrowane schematycznie na poniższym rysunku.



### Zadanie 23. (2 pkt)

Uzupełnij tabelę, wpisując wzory sumaryczne soli powstających w probówkach oznaczonych numerem 1, podaj ich barwę oraz zapisz skrócone konfiguracje elektronowe jonów żelaza wchodzących w skład soli powstających w obu eksperymentach.

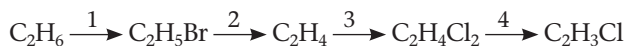
	Wzór soli żelaza w probówce 1	Barwa soli żelaza w probówce 1	Skrócona konfiguracja elektronowa jonu żelaza
Eksperyment 1			
Eksperyment 2			

### Zadanie 24. (2 pkt)

Zapisz jonowe skrócone równania reakcji przebiegających w probówkach oznaczonych numerem 2 w obu eksperymentach.

### Zadanie 25. (1 pkt)

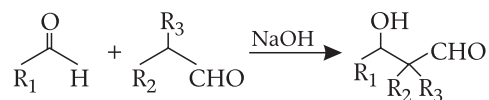
Wybierz jeden z czterech zaproponowanych zestawów reagentów chemicznych, które umożliwiają przeprowadzenie reakcji zilustrowanych na schemacie reakcji chemicznych.



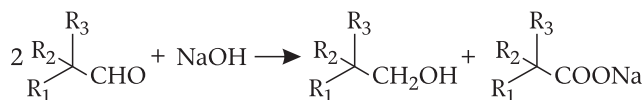
Odpowiedź	Reagent 1	Reagent 2	Reagent 3	Reagent 4
A	HBr	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{Cl}_2$	$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$
B	HBr	Zn	NaOH	NaOH, alkohol
C	$\text{Br}_2$	NaOH, alkohol	$\text{Cl}_2$	NaOH, alkohol
D	$\text{Br}_2$	NaOH, alkohol	HCl	$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$

### Informacja do zadań 26.–27.

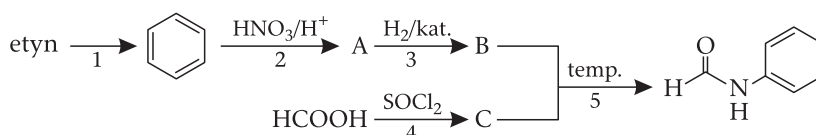
Aldehydy to jednofunkcyjne pochodne węglowodorów, których głównym miejscem reaktywnym jest elektrofilowy atom węgla w grupie karbonylowej. Związki karbonylowe mogą jednak posiadać dodatkowe centrum reaktywności, które umiejscowione jest na atomie węgla w najbliższym sąsiedztwie grupy karbonylowej. Jest to tzw. *atom węgla  $\alpha$* , do którego przyłączone są labilne atomy wodoru, które mają skłonność do ulegania dysocjacji w silnie zasadowym środowisku, pozostawiając na atomie węgla ujemny ładunek, który może „atakować” karbonylowy atom węgla w dowolnej cząsteczce aldehydu. Dochodzi wówczas do reakcji *kondensacji aldolowej*, w wyniku której powstają aldole, czyli aldehydy posiadające grupę hydroksylową. Reakcja zachodzi zgodnie ze schematem.



Aldehydy, które nie posiadają w cząsteczce atomu węgla  $\alpha$  lub nie mają „kwaśnych” atomów wodoru przy atomie węgla  $\alpha$  ulegają w środowisku zasadowym konkurencyjnej reakcji dysproporcjonowania zwanej reakcją Cannizzaro, którą ilustruje ogólny zapis reakcji.



Opracowane na podstawie:  
E. Białecka-Florjańczyk, J. Włostowska, „Chemia organiczna”,  
Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, Warszawa 2003.



Rys. 1.

**Zadanie 26. (1 pkt)**

Reakcja kondensacji aldolowej pomiędzy cząsteczką metanal i etanal w środowisku silnie zasadowym prowadzi do powstania tylko jednego produktu.

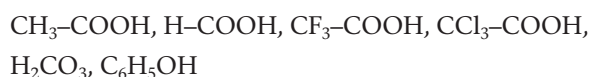
Zapisz **schemat** reakcji kondensacji aldolowej pomiędzy metanalem a etanalem.

**Zadanie 27. (2 pkt)**

Zapisz **równanie** reakcji dysproporcjonowania benzenokarbonylaldehydu w reakcji z roztworem wodorotlenku sodu i przedstaw jonowy bilans elektronowy tej reakcji.

**Zadanie 28. (1 pkt)**

Uszereguj podane kwasy zgodnie z ich wzrastającą mocą w roztworach wodnych:


**Informacja do zadań 29.–30.**

Dany jest ciąg przemian chemicznych prowadzący do *N*-fenylometanoamidu (rys. 1).

**Zadanie 29. (1 pkt)**

Zapisz równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 4. Produktami ubocznymi reakcji otrzymywania chlorku metanoilu (chlorku kwasowego kwasu metanowego) są dwa nieorganiczne związki chemiczne o wyraźnie kwasowych właściwościach.

**Zadanie 30. (2 pkt)**

Oblicz, ile gramów produktu organicznego B powstanie w wyniku katalitycznej redukcji wodorem 1,60 g organicznego reagenta A, jeżeli wiesz że wydajność tego procesu wynosi 60%.

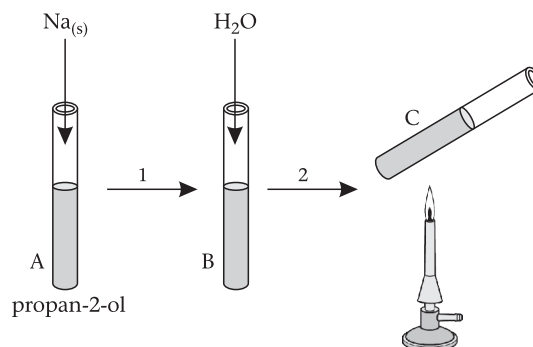
**Zadanie 31. (2 pkt)**

Reakcja Kuczerowa to reakcja addycji elektrofilowej wody do wiązania potrójnego w alkinach w obecności soli rtęci(II) w środowisku kwaśnym, która prowadzi do powstania nietrwałych enoli, izomeryzujących następnie do związków karbonylowych. Zjawisko to nosi nazwę tautomerii keto-enolowej.

Zapisz wzory półstrukturalne (grupowe) formy enolowej i formy ketonowej produktu reakcji addycji wody do but-2-ynu.

**Zadanie 32. (3 pkt)**

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na rysunku.



- Podaj nazwę systematyczną organicznego produktu reakcji, która zachodzi w probówce oznaczonej na rysunku literą A.
- Zapisz jonowe skrócone równanie reakcji, która zachodzi w probówce oznaczonej na rysunku literą B.
- Zapisz jedną obserwację, która towarzyszy odparowaniu do sucha zawartości probówki oznaczonej na rysunku literą C.

**Zadanie 33. (2 pkt)**

Paracetamol to związek organiczny z grupy amidów wykazujący działanie przeciwbólowe i przeciwgorączkowe. Można go otrzymać w reakcji kwasu etanowego i 4-aminobenzenu w dwuetapowej syntezie:

- w pierwszym etapie syntezy kwas karboksylowy poddawany jest reakcji chemicznej z aminą, która prowadzi do powstania soli organicznej,
- w etapie drugim syntezy sól poddawana jest termicznej dehydratacji z utworzeniem amidu jako ostatecznego produktu.

Zapisz równania reakcji, o których mowa w treści zadania.

**Klucz odpowiedzi i zasady punktowania**

W zadaniach rachunkowych przyznawany jest 1 punkt za każdy poprawnie obliczony cel rachunkowy (wynikający z treści zadania) będący efektem dobrze wybranej i zastosowanej metody. Drugi punkt przyznawany jest za poprawne przedstawienie wyniku z właściwą jednostką. Brak jednostki w końcowym wyniku powoduje odjęcie 1 punktu.

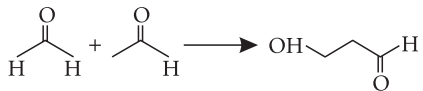
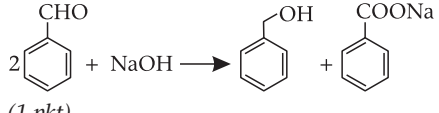


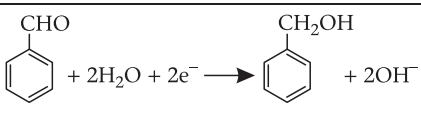
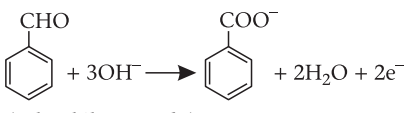
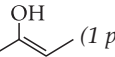
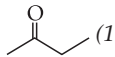
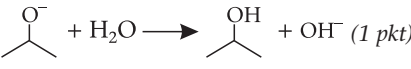
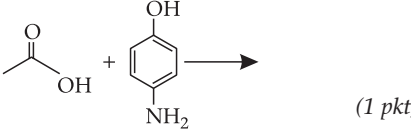
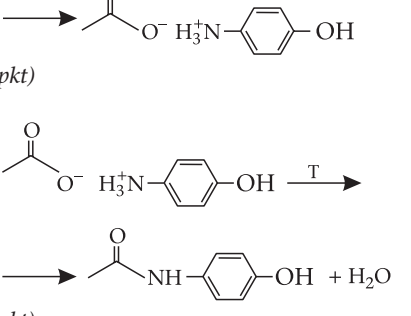
W zadaniach rachunkowych należy uznać za poprawną każdą inną i prawidłową metodę uzyskania właściwego wyniku.

Błędnie dobrane współczynniki stechiometryczne lub ich brak w równaniu reakcji powoduje odjęcie 1 punktu za zapis równania, które podlega w danym zadaniu ocenie.

Nr zadania (punkty)	Oczekiwana odpowiedź i zasady punktowania w przypadku, gdy uczeń udzieli częściowo poprawnej lub innej odpowiedzi
1 (2 pkt)	<b>Cr (1 pkt), grupa 6, okres 4, blok d (1 pkt)</b> Nie należy przyznawać punktów, jeżeli zdający błędnie zidentyfikuje pierwiastek.
2 (1 pkt)	${}_{24}\text{Cr}^{3+}: [18\text{Ar}] 3d^3$ Nie należy przyznawać punktów, jeżeli zdający błędnie zidentyfikuje jon lub napisze pełną konfigurację elektronową właściwego jonu.
3 (2 pkt)	Stopień utlenienia: <b>VI (1 pkt)</b> . Wzory sumaryczne soli: $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (1 pkt)
4 (1 pkt)	<b>300–400 remów</b>
5 (2 pkt)	Obliczenie dawki w siwertach: <b>40 (1 pkt)</b> Obliczenie liczby much: <b>375 (1 pkt)</b>
6 (1 pkt)	Liczba wiązań: <b><math>\sigma - 3</math>, <math>\pi - 1</math>, kowalencyjnych – 4, jonowych – 0 (1 pkt)</b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
7 (2 pkt)	VSEPR (ang. <i>Valence Shell Pair Repulsion</i> , pl. <i>odpychanie par elektronowych powłoki walencyjnej</i> ) to metoda teoretyczna, która pozwala przewidzieć kształt prostych cząsteczek chemicznych, takich jak chlorek tionylu $\text{SOCl}_2$ . Podstawą metody jest wyznaczenie liczby przestrzennej $L_p$ dla atomu centralnego cząsteczki równej liczbie walencyjnych atomowych orbitali zhybrydowanych, a następnie skojarzenie go z odpowiednim typem hybrydyzacji: $L_p = 2$ odpowiada hybrydyzacji <b>sp</b> , $L_p = 3$ – odpowiada hybrydyzacji <b>sp<sup>2</sup></b> , natomiast $L_p = 4$ przypisywana jest hybrydyzacji <b>sp<sup>3</sup></b> . (1 pkt) Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu. $L_p$ atomu siarki w chlorku tionylu $\text{SOCl}_2$ przyjmuje wartość 3. Prawdopodobny kształt cząsteczki chlorku tionylu jest następujący (zakreśl poprawną odpowiedź): <b>A (1 pkt)</b>
8 (2 pkt)	$n_R \text{ A} = 0,10 - x$ , $n_R \text{ B} = 0,20 - x$ , $n_R \text{ C} = 2x$ (1 pkt) $n_R \text{ C} = 0,09 \text{ mola} \Leftrightarrow c_R \text{ C} = 0,09 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (1 pkt) Zdający traci 1 punkt, jeżeli zadanie zostanie rozwiązane poprawnie, a wynik nie zostanie przedstawiony z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.
9 (1 pkt)	Stężenie CO – <b>zmniejszyć</b> , temperatura – <b>zmniejszyć</b> , ciśnienie – <b>zmniejszyć (1 pkt)</b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
10 (2 pkt)	<b>P F F F F</b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.

Nr zadania (punkty)	Oczekiwana odpowiedź i zasady punktowania w przypadku, gdy uczeń udzieli częściowo poprawnej lub innej odpowiedzi
11 (2 pkt)	Wzrost promienia atomowego wskazują strzałki: <b>B, C (1 pkt)</b> Wzrost pierwszej energii jonizacji wskazują strzałki: <b>A, D (1 pkt)</b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
12 (3 pkt)	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{OH}^-$ $\text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^-$ (pełny bilans: 1 pkt) $2\text{Cr}(\text{OH})_4^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}_2\text{O}$ (1 pkt) Należy uznać za poprawny bilans elektronowy wykonany z wykorzystaniem pojęcia stopnia utlenienia pierwiastka. Jeżeli zdający poprawnie dobierze współczynniki w równaniu, opierając się na błędnie wykonanym bilansie elektronowym lub jego braku, nie należy przyznawać punktów za poprawne dobranie współczynników. Stosunek molowy reduktora do utleniacza w reakcji utleniania jonów tetrahydroksochromianowych(III) do chromianowych(VI) wynosi 2:3. Objawem przebiegu tej reakcji jest zmiana zabarwienia roztworu z <b>zielonej (zielonkawej) na żółtą</b> . (1 pkt) Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu. Nie należy uznawać końcowej barwy roztworu określonej jako pomarańczowa za poprawną.
13 (2 pkt)	a) $\Delta H^0 = -49 \text{ kJ}$ ; b) $\Delta H^0 = +24,5 \text{ kJ}$ Należy odjąć 1 punkt zdającemu, który poprawnie wykona obliczenia, ale poda błędną jednostkę, np. $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ [należy uznać jednostkę $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ w punkcie A za poprawną, jeżeli zdający zaznaczy, że 1 mol dotyczy $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{e})}$ ].
14 (2 pkt)	a) <b>A, C, B, E, D (1 pkt)</b> ; b) <b>A, C, B, E, D (1 pkt)</b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
15 (1 pkt)	<b>T</b> $\text{Sn}_{(\text{aq})}^{4+} + 2\text{Cr}_{(\text{aq})}^{2+} \longrightarrow \text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+}$ <b>N</b> $2\text{Cl}_{(\text{aq})} + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{I}_{(\text{aq})} + \text{Cl}_2$ <b>T</b> $\text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{Br}_{(\text{aq})} + \text{S}$ Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
16 (2 pkt)	(–) ( <b>Cr</b>   $\text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+}$    $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$   <b>Cu</b> (+) (1 pkt) <b>SEM<sup>0</sup> = 1,086 V (1 pkt)</b>
17 (2 pkt)	$2\text{Cr} + 3\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} \longrightarrow 2\text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} + 3\text{Cu}$ Ubytek $2 \cdot 52 \text{ mg Cr}$ powoduje przyrost $3 \cdot 63,5 \text{ mg Cu}$ , stąd ubytkowi $0,139 \text{ g Cr}$ towarzyszy przyrost $0,254 \text{ g Cu}$ <b><math>m_{\text{Cr}} = 0,139 \text{ g}</math> (1 pkt)</b> Zdający traci 1 punkt, jeżeli poprawny wynik zostanie przedstawiony ze złą jednostką lub bez jednostki.
18 (3 pkt)	$m_{\text{warstwy metalicznej}} = 2,54 \text{ g Cu} + 0,056 \text{ g Fe} = 2,596 \text{ g}$ $\Sigma Q = 7720 \text{ C [Cu]} + 289,5 \text{ C [Fe]} = 8009,5 \text{ C}$ <b><math>m = 2,596 \text{ g}</math> (1 pkt), <math>t = 16 \text{ 019 s}</math> (1 pkt)</b> Zdający traci 1 punkt, jeżeli poprawny wynik zostanie przedstawiony ze złą jednostką lub bez jednostki.

Nr zadania (punkty)	Oczekiwana odpowiedź i zasady punktowania w przypadku, gdy uczeń udzieli częściowo poprawnej lub innej odpowiedzi
19 (2 pkt)	$m_0 \text{H}_2\text{O}_2 = 30 \text{ g}$ , $m_{\text{po reakcji}} = 30 \text{ g} - 10,63 \text{ g} = 19,37 \text{ g}$ $m_r = 100 \text{ g} + 1 \text{ g} - 5 \text{ g} = 96 \text{ g}$ <b>Cp = 20,18% (1 pkt)</b> Zdający traci 1 punkt, jeżeli poprawny wynik zostanie przedstawiony ze złą jednostką lub bez jednostki.
20 (1 pkt)	Najślabszy kwas: <b>H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub></b> Najmocniejszy kwas: <b>HClO<sub>3</sub></b> Każdy popełniony błąd powinien powodować utratę 1 punktu.
21 (2 pkt)	$[\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ $[\text{Ag}^+] = \frac{K_{s0}}{[\text{Br}^-]} = 5,25 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ $[\text{Ag}^+] = \frac{K_{s0}}{[\text{Cl}^-]} = 1,78 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ <b>Osad AgBr znacznie strącać się jako pierwszy z roztworu (1 pkt)</b>
22 (3 pkt)	$\alpha = \sqrt{K/c} = 0,01 \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (1 pkt) $V_{\text{NaOH}} = 17 \text{ cm}^3$ (1 pkt) Zdający traci 1 punkt, jeżeli poprawny wynik zostanie przedstawiony ze złą jednostką lub bez jednostki.
23 (2 pkt)	– Eksperyment 1: <b>FeCl<sub>3</sub></b> <b>barwa żółta (pomarańczowa, rdzawa)</b> ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$ : [18Ar] 3d <sup>5</sup> (1 pkt za wszystkie trzy poprawne odpowiedzi) – Eksperyment 2: <b>FeCl<sub>2</sub></b> <b>barwa zielona (zielonkawa)</b> ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$ : [18Ar] 3d <sup>6</sup> (1 pkt za wszystkie trzy poprawne odpowiedzi) Zdający traci 1 punkt za każdy popełniony błąd.
24. (2 pkt)	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3$ (1 pkt) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2$ (1 pkt)
25 (1 pkt)	C
26 (1 pkt)	
27 (2 pkt)	

Nr zadania (punkty)	Oczekiwana odpowiedź i zasady punktowania w przypadku, gdy uczeń udzieli częściowo poprawnej lub innej odpowiedzi
	  (pełny bilans: 1 pkt)
28 (1 pkt)	<b>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-COOH, HCOOH, CCl<sub>3</sub>-COOH, CF<sub>3</sub>-COOH</b>
29 (1 pkt)	<b>HCOOH + SOCl<sub>2</sub> → HCOCl + SO<sub>2</sub> + HCl</b>
30 (2 pkt)	Redukcja 1,60 g nitrobenzenu prowadzi do otrzymania 1,21 g aminobenzenu $m_{\text{produktu}} = 1,21 \text{ g} \cdot 0,6 = 0,73 \text{ g}$ Zdający traci 1 punkt, jeżeli poprawny wynik zostanie przedstawiony ze złą jednostką lub bez jednostki. Zdający traci 1 punkt, jeżeli zadanie zostanie rozwiązane poprawnie, a wynik nie zostanie przedstawiony z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.
31 (2pkt)	<b>Forma enolowa:</b>  (1 pkt) <b>Forma ketonowa:</b>  (1 pkt)
32 (3 pkt)	a) <b>propan-2-olan sodu (1 pkt)</b> b)  (1 pkt) c) <b>na dnie probówki pozostaje biały osad (1 pkt)</b>
33 (2 pkt)	a)  (1 pkt) b)  (1 pkt)

# Propozycja zadań utrwalających

dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych z zakresu:  
aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze

Małgorzata CZAJA

## Zadanie 1.

Podaj nazwę związku będącego najprostszym przedstawicielem grupy związków organicznych, których budowa odpowiada następującemu opisowi:

- Ma polarną grupę funkcyjną zawierającą wiązanie podwójne, która zawsze zajmuje pozycję na końcu łańcucha.
- Ma wiązanie podwójne, które nie jest polarne, polarnych grup funkcyjnych nie ma.
- Ma polarną grupę funkcyjną zawierającą wiązanie podwójne, która nie może znajdować się na końcu łańcucha.

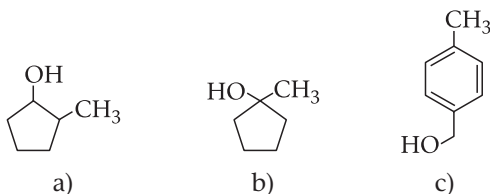
## Zadanie 2.

Ustal, który związek w podanej parze wykazuje wyższe parametry w następujących właściwościach:

- temperatura wrzenia: butan-1-ol czy butanal
- rozpuszczalność w wodzie: metanal czy heksanal
- rozpuszczalność w heksanie: propanal czy heksanal

## Zadanie 3.

Określ, który z następujących związków może zostać utleniony do aldehydu lub ketonu? Dla tych związków, które takiej reakcji mogą ulegać, narysuj wzory półstrukturalne produktów utleniania.



## Zadanie 4.

Zidentyfikuj kombinację cząsteczek, dla których możliwe jest utworzenie międzycząsteczkowych wiązań wodorowych:

- aldehyd-aldehyd
- keton-keton
- aldehyd-keton
- woda-keton

## Zadanie 5.

Wskaż, który ze związków nie jest izomerem butanalu:

- 2-metylopropanal
- butan-2-ol
- butanon
- but-2-en-1-ol

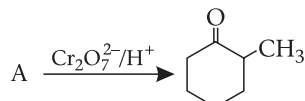
## Zadanie 6.

Ustal, które z podanych związków są izomerami względem siebie:

- pentan-3-on
- butanal
- 2-metylobutanal

## Zadanie 7.

Napisz wzór półstrukturalny i nazwę związku oznaczonego na schemacie literą A, który jest substratem przedstawionej reakcji utleniania.



## Zadanie 8.

Narysuj wzory półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o wzorze sumarycznym  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ . Wyjaśnij, dlaczego jeden z tych izomerów nie ulega utlenieniu.

## Zadanie 9

Związek A o wzorze  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  utlenia się z wytworzeniem produktu B o wzorze  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ . Związek C ma nierozgałęziony łańcuch węglowy i wzór  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ , a w jego gorącym roztworze zawierającym jon diaminasrebra(I) [odczynnik Tollensa] powstaje lustro srebrne i związek D o wzorze  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ .

Na podstawie podanych informacji ustal nazwy związków A, B, C i D.

## Zadanie 10.

Substancja A ma nierozgałęziony łańcuch węglowy i wzór sumaryczny  $\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}$ . Atom bromu jest związany z I-rzędowym atomem węgla. Hydroliza związku A



z wodnym roztworem wodorotlenku sodu prowadzi do związku B o wzorze  $C_4H_{10}O$ . Działając na związek B zakwaszonym roztworem dichromianu(VI) potasu otrzymujemy karbonylowy związek C o wzorze  $C_4H_8O$ .

- Narysuj wzory strukturalne i podaj nazwy substancji A, B i C.
- Narysuj wzór strukturalny i podaj nazwę związku D, który jest izomerem związku C i wykazuje pozytywną próbę z odczynnikiem Tollensa.

#### Zadanie 11.

Ustal, w której z następujących reakcji powstaje kwas karboksylowy jako jeden z produktów:

- ogrzewanie etanolu z kwaśnym roztworem dichromianu(VI) potasu
- ogrzewanie octanu etylu z wodą w obecności kwasu siarkowego(VI)
- ogrzewanie etanolu z zasadowym roztworem wodorotlenku miedzi(II)
- ogrzewanie tristéarynianu glicerolu z wodorotlenkiem potasu

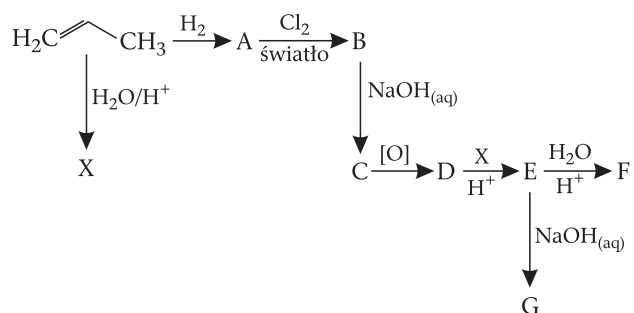
#### Zadanie 12.

Ustal, który z następujących związków nie jest ani substratem, ani produktem w reakcji zmydlenia estru:

- silna zasada
- alkohol
- sól kwasu karboksylowego
- kwas karboksylowy

#### Zadanie 13.

Ułóż równania reakcji do podanych niżej schematów oraz nazwij powstałe produkty organiczne:



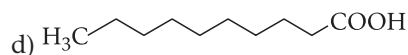
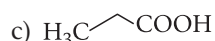
#### Zadanie 14.

Wskaż tłuszcz, w którym przeważają reszty kwasów nienasyconych:

- |                  |                       |
|------------------|-----------------------|
| a) masło kakaowe | b) olej słonecznikowy |
| c) masło         | d) tłuszcz wołowy     |
| e) smalec        | f) tran               |

#### Zadanie 15.

Dane są następujące związki:



Oceń rozpuszczalność w wodzie każdego z nich, podając krótkie uzasadnienie.

#### Zadanie 16.

Próbkę etanolu podzielono na dwie części. Pierwszą część dodano do wodnego roztworu silnego czynnika utleniającego. Organiczny produkt tej reakcji zmieszano z drugą porcją etanolu. Dodano niewielką ilość kwasu i ogrzewano.

Napisz nazwę systematyczną końcowego produktu organicznego. Posługując się wzorami półstrukturalnymi napisz równanie zachodzącej reakcji z drugą porcją etanolu.

#### Zadanie 17.

Organiczny związek A, który nie przejawia właściwości ani kwasowych, ani zasadowych ma wzór sumaryczny  $C_5H_{10}O_2$ . Podczas ogrzewania związku A w obecności rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) powstają dwa organiczne produkty B i C. Wzór sumaryczny związku B to  $C_2H_4O_2$ . Roztwór związku C po rozpuszczeniu w wodzie wykazuje odczyn obojętny. Ponadto związek C można utlenić do związku będącego najprostszym przedstawicielem ketonów alifatycznych.

Narysuj wzory strukturalne związków A, B, C. Wyjaśnij swoje rozumowanie.

#### Zadanie 18.

Tabletkę aspiryny rozkruszono w wodzie. Oblicz masę aspiryny w tabletkie, jeżeli do jej zobojętnienia zużyto  $13,9 \text{ cm}^3$  wodorotlenku sodu o stężeniu  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ .

#### Zadanie 19.

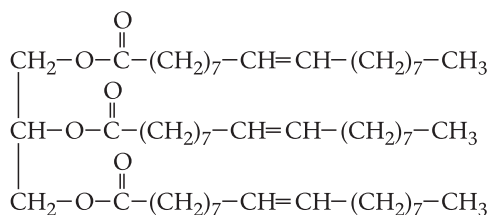
Ester A stosowany jako malinowy aromat w produktach żywnościowych ma wzór sumaryczny  $C_6H_{12}O_2$  i jest otrzymywany w reakcji kwasu B z alkoholem C w obecności katalizatora.



- Zidentyfikuj kwas B i narysuj wzór półstrukturalny estru A.
- Podaj nazwę związku – katalizatora, który przyspiesza reakcję między kwasem B i alkoholem C.
- Alkohole D i E są izomerami związku C. Alkohol D pod wpływem kwaśnego roztworu dichromianu(VI) potasu łatwo utlenia się. Natomiast alkohol E nie reaguje z tym czynnikiem utleniającym. Narysuj wzory półstrukturalne alkoholi D i E.

## Zadanie 20.

Poniżej znajduje się wzór półstrukturalny trioleinianu glicerolu:



- Wskaż produkty, które powstają w wyniku całkowitej hydrolizy 1 mola trioleinianu glicerolu w obecności roztworu  $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ .
  - 3 mole kwasu oleinowego i 3 mole wody
  - 1 mol glicerolu i 1 mol oleinianu sodu
  - 1 mol glicerolu i 3 mole oleinianu sodu
  - 1 mol glicerolu i 3 mole kwasu oleinowego
- Wyjaśnij, co decyduje o tym, że trioleinian glicerolu ma konsystencję ciekłą.

### Informacja do zadań 21. i 22.

Przeprowadzono cykl przemian przedstawionych na schemacie 1.

## Zadanie 21.

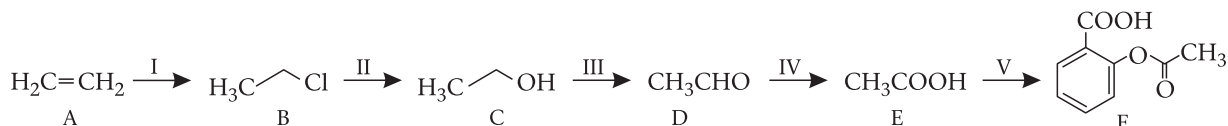
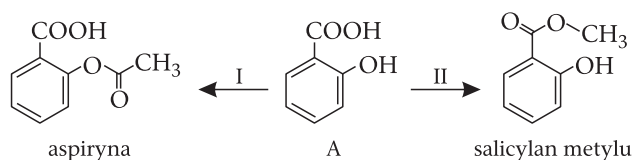
Podaj nazwy reagentów, których należy użyć aby przeprowadzić przemiany I, II, III, IV, V w laboratorium.

## Zadanie 22.

- Określ typ reakcji, w wyniku których powstały związki oznaczone literami B, D, F.
- Podaj nazwę i zastosowanie związku F.

## Zadanie 23.

Poniższy schemat przedstawia reakcje otrzymywania, z kwasu salicylowego jako substratu, aspiryny i salicylanu metylu – substancji o właściwościach dezynfekujących i przyjemnym zapachu, stosowanej jako aromatyzator artykułów kosmetycznych przeznaczonych do pielęgnacji jamy ustnej.



Schemat 1.

- Podaj nazwy pozostałych substratów reakcji do schematu I i II oraz scharakteryzuj warunki prowadzenia obu reakcji.
- Napisz wzór organicznego produktu powstającego w reakcji związku A z:
  - $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$
  - $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$
- Rozpuszczalny w wodzie lek zawiera sól wapniową aspiryny.
  - Podaj nazwę związku, który mógłby zostać użyty w celu przekształcenia aspiryny w sól wapniową.
  - Wyjaśnij, dlaczego aspiryna słabo rozpuszcza się w wodzie, natomiast sól wapniowa aspiryny jest w niej dobrze rozpuszczalna.

## Zadanie 24.

Ustal, czy pH wodnych roztworów następujących związków jest większe, mniejsze czy równe 7. Jeśli  $\text{pH} > 7$  lub  $\text{pH} < 7$  napisz odpowiednie reakcje, uzasadniające odpowiedź.

- |                      |            |
|----------------------|------------|
| a) kwas propionowy   | b) etanol  |
| c) stearynian potasu | d) metanal |
| e) propanon          |            |

## Zadanie 25.

Wy tłumacz, dlaczego kwas mrówkowy różni się swoimi właściwościami redukującymi od innych związków należących do rodziny kwasów karboksylowych.

## Zadanie 26.

Wyjaśnij fakt, że kwas octowy jest bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie, podczas gdy kwas benzooesowy w wodzie jest tylko częściowo rozpuszczalny.

## Zadanie 27.

Ustal prawdziwość stwierżeń:

Im większa cząsteczka kwasu karboksylowego tym:

- wyższa temperatura wrzenia.
- słabsza rozpuszczalność w wodzie.
- mniejsza niepolarna część cząsteczki.
- bardziej ostry zapach.

## Zadanie 28.

Dostałeś próbkę kwasu heksanowego (kwas kapronowy) i kwasu heksa-2,4-dienowego (kwas sorbowy), który jest stosowany jako konserwant produktów spożywczych i kosmetycznych, ponieważ przeciwdziała rozwojowi drożdży i pleśni. Opisz, w jaki sposób odróżnisz te związki.

**Zadanie 29.**

Opisz, w jaki sposób można udowodnić, że kwas octowy jest silniejszym kwasem od kwasu węglowego?

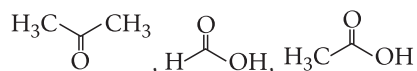
**Zadanie 30.**

Monokarboksylowy kwas X zawiera 40,0% węgla, 6,7% wodoru i 53,3,1% tlenu.

1. Oblicz empiryczny wzór kwasu X.
2. Wiedząc, że masa cząsteczkowa kwasu wynosi 60 u ustal wzór rzeczywisty i narysuj wzór półstrukturalny kwasu X.
3. Narysuj wzór strukturalny organicznego produktu powstałego w reakcji kwasu X z:
  - a) wodnym roztworem wodorotlenku sodu.
  - b) z etanolem w obecności mocnego kwasu.

**Zadanie 31.**

Trzy probówki zawierają w nieznannej kolejności następujące związki:



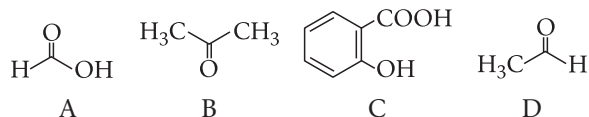
Przeprowadzono dwie próby identyfikacyjne. Kroplę każdego związku naniesiono na zwilżony wodą papieriek uniwersalny. Zmiana barwy papierka nastąpiła pod wpływem związku znajdującego się w probówce I i III. Następnie do każdej probówki dodano roztwór manganianu(VII) potasu z kroplą kwasu siarkowego(VI) i zawartość ogrzano. Tylko w probówce I zaobserwowano zmiany – roztwór odbarwił się i wydzielał się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Uzupełnij tabelę, określając zawartość probówek.

Nr probówki	Nazwa związku
I.	
II.	
III.	

**Zadanie 32.**

Podczas reakcji związku X z węglanem sodu wydziela się CO<sub>2</sub>. Z odczynnikiem Tollensa związek X powoduje wytrącenie osadu srebra. Związkiem X może być:



Wybierz poprawną odpowiedź.

**Zadanie 33.**

Wyjaśnij, dlaczego kwas stearynowy CH<sub>3</sub>-(CH<sub>2</sub>)<sub>16</sub>-COOH, który jest trudno rozpuszczalny w wodzie, będzie rozpuszczał się w 6-molowym roztworze wodorotlenku sodu?

**Zadanie 34.**

Zaprojektuj doświadczenie, którego wynik wskaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów karboksylowych do kwasów nieorganicznych. Do przeprowadzenia reakcji wybierz odczynniki spośród poniższych.



**Odpowiedzi do zadań**

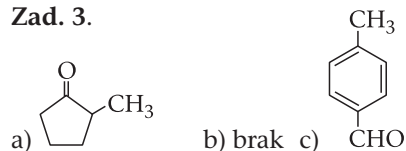
**Zad. 1.**

a) metanal, b) eten, c) propanon

**Zad. 2.**

a) butan-1-ol, b) metanal, c) heksanal

**Zad. 3.**



**Zad. 4. d)**

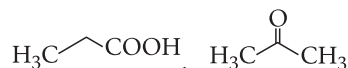
**Zad. 5. b)**

**Zad. 6. a) i c)**

**Zad. 7.**



**Zad. 8.**



Jest to keton, a ketony nie są reduktorami.

**Zad. 9.**

- A) propan-1-ol lub propan-2-ol
- B) propanal lub propanon
- C) butanal
- D) kwas butanowy

**Zad. 10.**

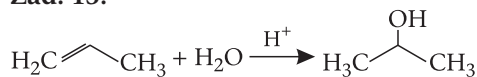
- A)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Br}$  1-bromobutan
- B)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$  butan-1-ol
- C)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$  butanal
- D)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$  2-metylopropanal

**Zad. 11. a), b), c)**

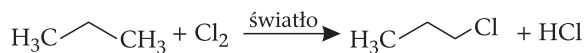
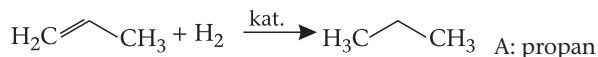
**Zad. 12. d)**



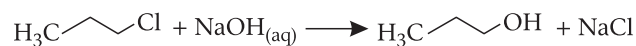
## Zad. 13.



X: propan-2-ol



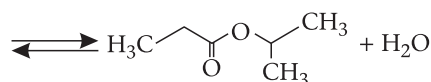
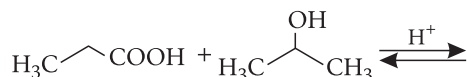
B: 1-chloropropan



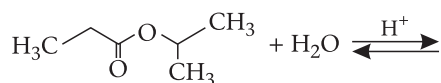
C: propan-1-ol



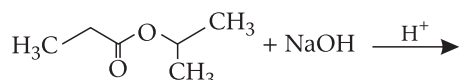
D: kwas propanowy



E: propanian 2-propylu



F: kwas propanowy, propan-2-ol



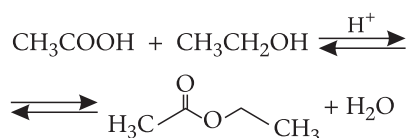
G: propanian sodu, propan-2-ol

Zad. 14. b), f).

## Zad. 15.

- bardzo słabo rozpuszczalny, ma niepolarną budowę
- dobrze rozpuszczalny, tworzy wiązania wodorowe
- dobrze rozpuszczalny, tworzy wiązania wodorowe, ulega dysocjacji elektrolitycznej (słaby kwas)
- bardzo słabo nierozpuszczalny, długa reszta alkilowa jest niepolarna (hydrofobowa)

## Zad. 16. etanian etylu

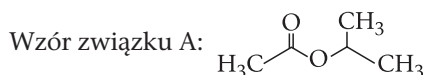
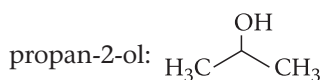


## Zad. 17. Związek A jest estrem, ponieważ:

- nie ma ani właściwości kwasowych, ani zasadowych,
- powstają dwa organiczne produkty reakcji ogrzewania w obecności rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI).

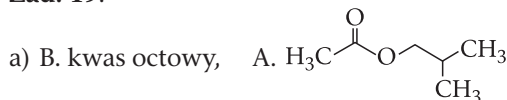
Produktem hydrolizy estru jest kwas i alkohol. Związek C jest alkoholem, ponieważ ma odczyn obojętny w wodzie. Zatem związek B jest kwasem – kwasem octowym  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Najprostszym przedstawicielem ketonów alifatycznych jest propanon, który powstaje w wyniku utleniania alkoholu II-rzędowego. Zatem związek C to

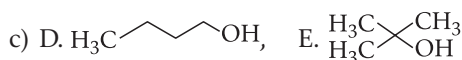


## Zad. 18. 0,23 g.

## Zad. 19.



b) kwas siarkowy(VI)



## Zad. 20.

- c
- Decyduje obecność wiązań wielokrotnych w łańcuchach reszt kwasowych i ich geometria – izomerom geometrycznym cis trudno utworzyć upakowaną sieć krystaliczną, ponieważ długie i powyginane łańcuchy węglowe przeszkadzają sobie wzajemnie.

## Zad. 21.

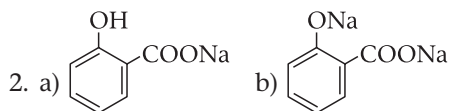
I – chlorowódor, II – wodny roztwór wodorotlenku sodu, III – tlenek miedzi(II), IV – kwaśny roztwór manganianu(VII) potasu, V – kwas salicylowy

## Zad. 22.

- B – addycja, D – utlenianie, F – estryfikacja
- kwas acetylosalicylowy, lek przeciwzapalny, przeciwbólowy

## Zad. 23.

1. Reakcja I – kwas octowy, reakcja II – metanol; niewielka ilość stężonego  $\text{H}_2\text{SO}_4$



3) a) wodorotlenek wapnia,

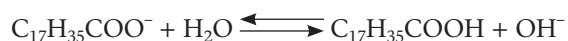
b) aspiryna składa się z cząsteczek o wiązaniach kowalencyjnych, jej sól wapniowa jest związkiem jonowym.

**Zad. 24.**

pH < 7, roztwór kwasowy;



pH > 7, roztwór zasadowy;



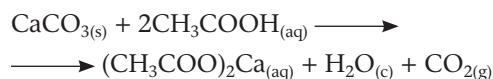
**Zad. 25.** Spośród wszystkich kwasów karboksylowych tylko cząsteczki kwasu mrówkowego zawierają grupę aldehydową.

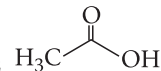
**Zad. 26.** Obecność dużego niepolarnego pierścienia przewyższa wpływ polarnej i hydrofilowej grupy karboksylowej, która bierze udział w tworzeniu wiązań wodorowych z wodą.

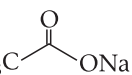
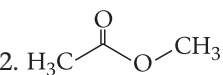
**Zad. 27.** a – P, b – P, c – F, d – F

**Zad. 28.** Dodać do każdego związku wodę bromową. Tylko kwas sorbowy, który ma podwójne wiązania C=C spowoduje jej odbarwienie.

**Zad. 29.** Podzielać kwasem octowym na węglan wapnia. Reakcja prowadzi do powstania dwutlenku węgla. Kwas octowy jest silniejszy więc wypiera kwas węglowy z soli. Następnie  $\text{H}_2\text{CO}_3$  rozkłada się na gaz i wodę.


**Zad. 30.**

a)  $\text{CH}_2\text{O}$ , b)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  

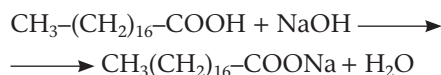
c) 1.  2. 

**Zad. 31.**

Nr probówki	Nazwa związku
I.	kwas mrówkowy
II.	propanon
III.	kwas octowy

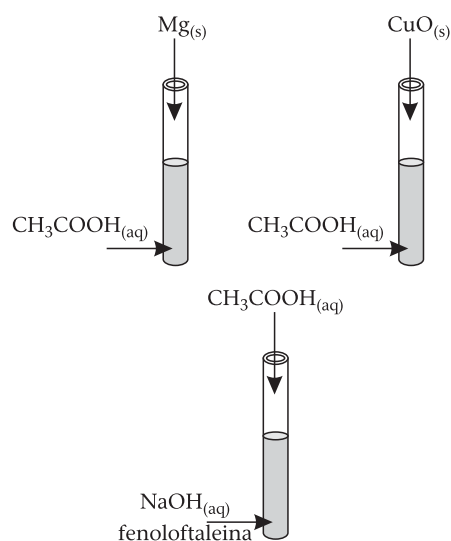
**Zad. 32. A.**

**Zad. 33.** Ponieważ kwas stearynowy reaguje z  $\text{NaOH}_{(aq)}$  tworząc rozpuszczalną w wodzie sól – stearynian sodu.



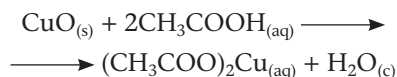
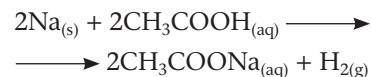
**Zad. 34.** Wybrane odczynniki:  $\text{Mg}_{(s)}$ ,  $\text{CuO}_{(s)}$ ,  $\text{NaOH}_{(aq)}$ , fenoloftaleina,  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$

Schemat doświadczenia:



Obserwacje: Magnez reaguje z kwasem octowym z wydzieleniem bezbarwnego gazu. Czarny tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem octowym, tworząc roztwór w kolorze niebieskim. W roztworze wodorotlenku sodu z dodatkiem fenoloftaleiny pod wpływem kwasu octowego znika malinowe zabarwienie wskaźnika.

Wnioski: Kwas octowy, podobnie jak kwasy nieorganiczne, reaguje z aktywnymi metalami, tlenkami metali i wodorotlenkami.



Praca finansowana z grantu DS./8260-4-0090-12.

dr Małgorzata Czaja  
Wydział Chemii, Uniwersytet Gdański

# Jeszcze o graficznym rozwiązywaniu zadań o roztworach

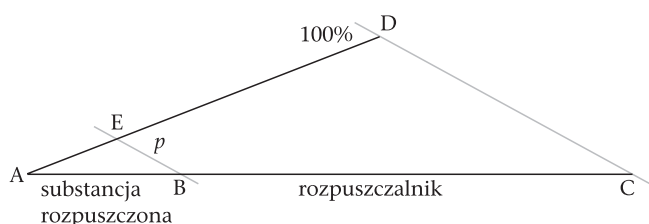
Marian MACIOCHA

W numerze 3/2013 „Chemii w Szkole” opisałem graficzną metodę rozwiązywania zadań dotyczących sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym.

Sądzę, że taka interpretacja typowych obliczeń chemicznych może być pożyteczna, ułatwiając niektórym uczniom ich zrozumienie. Z tą myślą przedstawiam graficzne interpretacje kolejnych tego typu problemów. Należy jednak pamiętać, że graficzne rozwiązywanie zadań może dawać wyniki obarczone błędem wynikającym z ograniczonej dokładności wykonywania rysunków.

## Zadanie 1.

Obliczyć stężenie procentowe roztworu złożonego z 20 gramów substancji rozpuszczonej i 60 gramów rozpuszczalnika.



Rys. 1. Graficzne rozwiązanie zadania 1

Długość odcinka AB wynosi 4 cm i odpowiada 20 gramom substancji rozpuszczonej (odcinek o długości 1 cm odpowiada 5 gramom substancji rozpuszczonej). Długość odcinka BC wynosi 12 cm i odpowiada 60 gramom rozpuszczalnika.

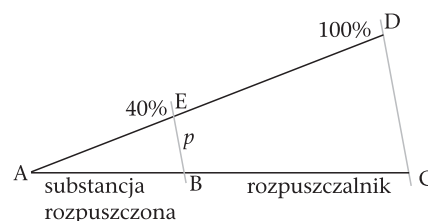
„Skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%).

Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt B. Punkt wspólny prostej  $p$  i odcinka AD to punkt E. Długość odcinka AE odpowiada stężeniu procentowemu roztworu. Mierzymy długość odcinka AE.  $|AE| = 25$  mm. Zatem stężenie procentowe roztworu wynosi 25%.

**Spostrzeżenie:** Im większy rysunek, tym wynik jest dokładniejszy. Dlatego należy się zastanowić nad wyborem długości odcinków AB, BC i AD.

## Zadanie 2.

Obliczyć masę substancji rozpuszczonej w 50 gramach roztworu o stężeniu 40%.



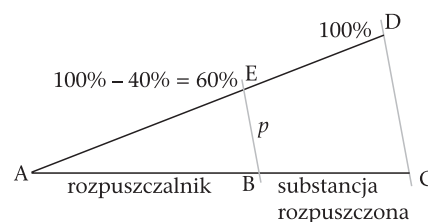
Rys. 2. Graficzne rozwiązanie zadania 2 – wersja 1

Długość odcinka AC wynosi 10 cm i odpowiada 50 gramom roztworu (odcinek o długości 1 cm odpowiada 5 gramom roztworu).

„Skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt E – 40%.

Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt E. Punkt wspólny prostej  $p$  i odcinka AC to punkt B. Długość odcinka AB odpowiada masie substancji rozpuszczonej. Mierzymy długość odcinka AB.  $|AB| = 4$  cm. Zatem masa substancji rozpuszczonej wynosi 20 gramów.

Rozwiążmy jeszcze zadanie 2 przy pomocy drugiej wersji sposobu „skala procentowa” (później ta wersja może być użyteczna do graficznego rozwiązywania zadań o zateżeniu roztworów poprzez dodanie substancji rozpuszczonej).



Rys. 3. Graficzne rozwiązanie zadania 2 – wersja 2

Długość odcinka AC wynosi 10 cm i odpowiada 50 gramom roztworu (odcinek o długości 1 cm odpowiada 5 gramom roztworu).

„Skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt E – 60%, bowiem jeśli stężenie roztworu wynosi 40%, to rozpuszczalnik stanowi  $100\% - 40\% = 60\%$  roztworu.

Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt E. Punkt wspólny prostej  $p$  i odcinka AC to punkt B. Długość odcinka AB odpowiada masie rozpuszczalnika. Długość odcinka BC odpowiada masie substancji rozpuszczonej.

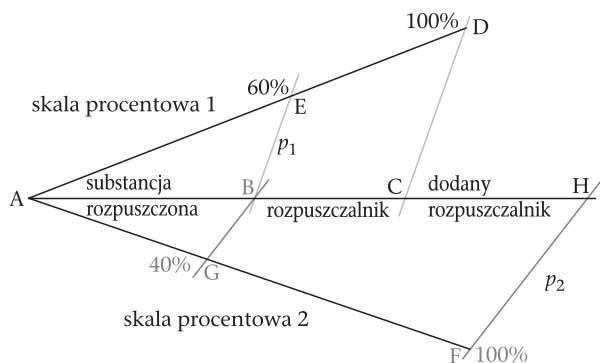


nej. Mierzmy długość odcinka BC.  $|BC| = 4$  cm. Zatem masa substancji rozpuszczonej wynosi 20 gramów.

### Zadanie 3.

Mamy do dyspozycji 80 gramów roztworu o stężeniu 60%. Ile gramów rozpuszczalnika musimy dodać do tego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 40%?

#### Sposób pierwszy:



Rys. 4a. Graficzne rozwiązanie zadania 3 z użyciem skal procentowych

Długość odcinka AC wynosi 8 cm i odpowiada 80 gramom roztworu (odcinek o długości 1 cm odpowiada 10 gramom roztworu).

„Pierwsza skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt E – 60%.

Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p_1$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt E. Punkt wspólny prostej  $p_1$  i odcinka AC to punkt B. Długość odcinka AB odpowiada masie substancji rozpuszczonej. Długość odcinka BC odpowiada masie rozpuszczalnika, którą zawiera roztwór o stężeniu 60%.

„Druga skala procentowa” to odcinek AF o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt G – 40%.

Rysujemy prostą BG, a następnie prostą  $p_2$  równoległą do prostej BG i przechodzącą przez punkt F. Punkt wspólny prostej  $p_2$  i prostej AC to punkt H. Długość odcinka BH odpowiada masie rozpuszczalnika, którą zawiera roztwór o stężeniu 40%. Stąd długość odcinka CH odpowiada masie rozpuszczalnika, którą mamy dodać do roztworu. Mierzmy długość odcinka CH.  $|CH| = 4$  cm. Zatem masa rozpuszczalnika, którą mamy dodać do roztworu wynosi 40 gramów.

**Spostrzeżenie:** Zamiast dwóch „skal procentowych” (odcinki AD i AF) moglibyśmy używać tylko jednej „skali procentowej” (odcinek AD), ale wówczas rysunek byłby mniej czytelny. Gdybyśmy zdecydowali się na użycie tylko jednej „skali procentowej” (odcinek AD), to punkt G zaznaczalibyśmy na odcinku AD, a punkt F pokrywałby się z punktem D.

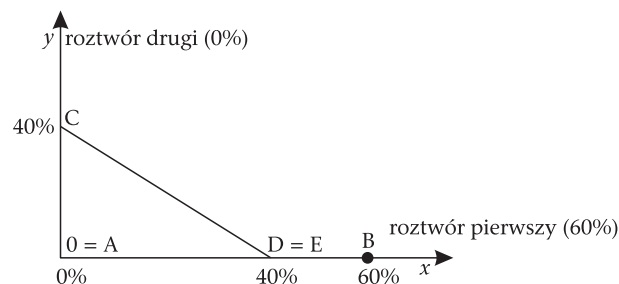
#### Sposób drugi:

Niech masa  $m_1$  pierwszego roztworu o stężeniu 60% wynosi 80 gramów. Niech drugim roztworem będzie

dotychczasowy roztwór (czyli roztwór o stężeniu 0%), którego masę oznaczymy przez  $m_2$ .

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{|AE|}{|EB|} = \frac{4 \text{ cm}}{2 \text{ cm}}, \text{ a stąd } m_2 = \frac{m_1}{2} = \frac{80 \text{ gramów}}{2} = 40 \text{ gramów}$$

Zatem masa rozpuszczalnika, którą mamy dodać do roztworu wynosi 40 gramów.

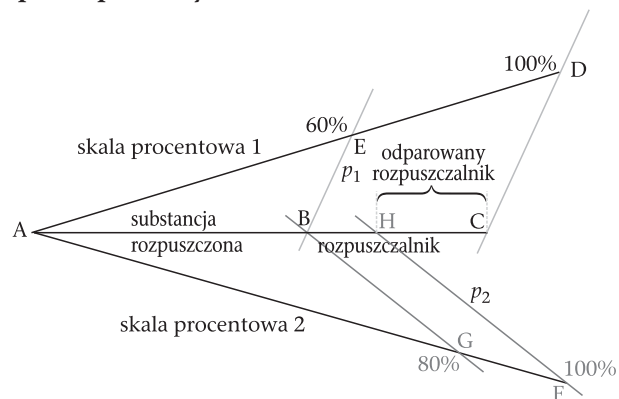


Rys. 4b. Zastosowanie graficznego sposobu na sporządzenie roztworu o odpowiednim stężeniu z dwóch innych roztworów do rozwiązania zadania 3

### Zadanie 4.

Mamy 80 gramów roztworu o stężeniu 60%. Ile gramów rozpuszczalnika musimy odparować z tego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 80%?

#### Sposób pierwszy:



Rys. 5a. Graficzne rozwiązanie zadania 4 z użyciem skal procentowych

Długość odcinka AC wynosi 8 cm i odpowiada 80 gramom roztworu (odcinek o długości 1 cm odpowiada 10 gramom roztworu).

„Pierwsza skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt E – 60%.

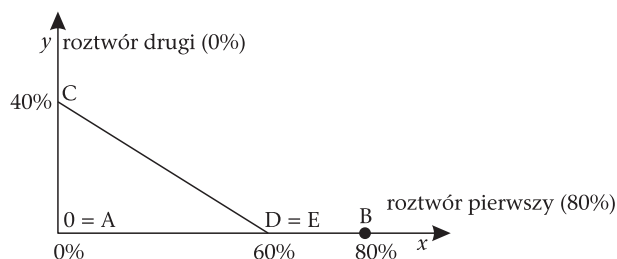
Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p_1$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt E. Punkt wspólny prostej  $p_1$  i odcinka AC to punkt B. Długość odcinka AB odpowiada masie substancji rozpuszczonej. Długość odcinka BC odpowiada masie rozpuszczalnika, którą zawiera roztwór o stężeniu 60%.

„Druga skala procentowa” to odcinek AF o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt G – 80%.

Rysujemy prostą BG, a następnie prostą  $p_2$  równo-

ległą do prostej BG i przechodzącą przez punkt F. Punkt wspólny prostej  $p_2$  i prostej AC to punkt H. Długość odcinka BH odpowiada masie rozpuszczalnika, którą zawiera roztwór o stężeniu 80%. Stąd długość odcinka CH odpowiada masie rozpuszczalnika, którą mamy odparować z roztworu. Mierzmy długość odcinka CH.  $|CH| = 2$  cm. Zatem masa rozpuszczalnika, którą mamy odparować z roztworu wynosi 20 gramów.

**Sposób drugi:**



Rys. 5b. Zastosowanie graficznego sposobu na sporządzenie roztworu o odpowiednim stężeniu z dwóch innych roztworów do rozwiązania zadania 4

Przyjmijmy, że mamy sytuację odwrotną, tzn. mamy roztwór pierwszy (masa  $m_1$ ) o stężeniu 80% oraz roztwór drugi o stężeniu 0%, którym jest odparowany rozpuszczalnik o masie  $m_2$ . Gdy zmieszamy oba roztwory otrzymamy roztwór „wejściowy” („początkowy”), tzn. 80 gramów roztworu o stężeniu 60%.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{|AE|}{|EB|} = \frac{6 \text{ cm}}{2 \text{ cm}} = 3, \text{ a stąd } 3m_2 = m_1.$$

Ponieważ  $m_1 + m_2 = 80$  gramów, to  $m_1 = 80$  gramów  $- m_2$ , więc  $3m_2 = 80$  gramów  $- m_2$ , czyli  $m_2 = 20$  gramów.

Zatem masa rozpuszczalnika, którą mamy odparować z roztworu wynosi 20 gramów.

### Zadanie 5.

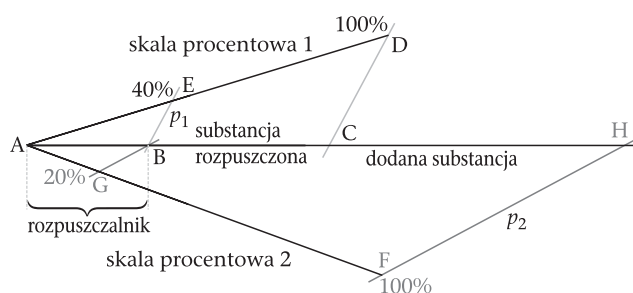
Mamy do dyspozycji 80 gramów roztworu o stężeniu 60%. Ile gramów substancji rozpuszczonej musimy dodać do tego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 80%?

**Sposób pierwszy:**

Długość odcinka AC wynosi 8 cm i odpowiada 80 gramom roztworu (odcinek o długości 1 cm odpowiada 10 gramom roztworu). Dokonamy pewnej zmiany w stosunku do poprzednich dwóch zadań: niech odcinek AB przedstawia rozpuszczalnik, przy czym zauważmy, że skoro stężenie roztworu wynosi 60%, to rozpuszczalnik stanowi 40% roztworu.

„Pierwsza skala procentowa” to odcinek AD o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt E – 40%.

Rysujemy prostą CD, a następnie prostą  $p_1$  równoległą do prostej CD i przechodzącą przez punkt E. Punkt wspólny prostej  $p_1$  i odcinka AC to punkt B. Długość odcinka AB odpowiada masie rozpuszczalni-



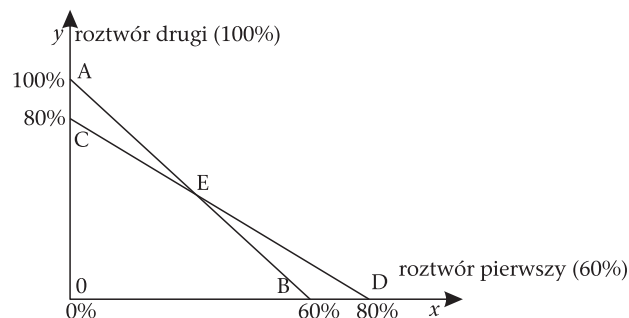
Rys. 6a. Graficzne rozwiązanie zadania 3 z użyciem skal procentowych

ka. Długość odcinka BC odpowiada masie substancji rozpuszczonej, którą zawiera roztwór o stężeniu 60%.

„Druga skala procentowa” to odcinek AF o długości 10 cm (zatem odcinek o długości 1 mm odpowiada 1%). Na skali procentowej zaznaczamy punkt G – 20%, ponieważ po dodaniu substancji rozpuszczonej stężenie roztworu powinno wynosić 80%, czyli rozpuszczalnik powinien stanowić 20% roztworu.

Rysujemy prostą BG, a następnie prostą  $p_2$  równoległą do prostej BG i przechodzącą przez punkt F. Punkt wspólny prostej  $p_2$  i prostej AC to punkt H. Długość odcinka BH odpowiada masie substancji rozpuszczonej, którą zawiera roztwór o stężeniu 80%. Stąd długość odcinka CH odpowiada masie substancji rozpuszczonej, którą mamy dodać do roztworu. Mierzmy długość odcinka CH.  $|CH| = 8$  cm. Zatem masa substancji rozpuszczonej, którą mamy dodać do roztworu wynosi 80 gramów.

**Sposób drugi:**



Rys. 6b. Zastosowanie graficznego sposobu na sporządzenie roztworu o odpowiednim stężeniu z dwóch innych roztworów do rozwiązania zadania 5

Niech masa  $m_1$  pierwszego roztworu o stężeniu 60% wynosi 80 gramów. Niech drugim roztworem będzie dodawana substancja rozpuszczana (czyli roztwór o stężeniu 100%), którego masę oznaczmy przez  $m_2$ .

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{|AE|}{|EB|} = \frac{5,8 \text{ cm}}{58 \text{ cm}} = 1,$$

a stąd  $m_2 = m_1 = 80$  gramów.

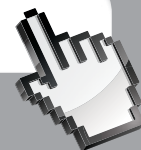
Zatem masa substancji rozpuszczonej, którą mamy dodać do roztworu wynosi 80 gramów.

mgr inż. Marian Maciocha

# Profesjonalnie, szybko i wygodnie!

Poradniki, czasopisma,  
e-booki, portale,  
materiały dydaktyczne.

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



**RAABE**  
ZAJRZYJ I ZNAJDŹ

**WYJĄTKOWA  
OKAZJA!**  
**NA HASŁO RAABE15  
15% RABATU\*!**

\* Oferta ważna do końca roku.





# Czytanie rozwija!

Zamów dla siebie  
prenumeratę czasopisma

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

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