Polimery w edukacji

CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

Chemia w Szkole

Nr 2
marzec/kwiecień 2020
345 (LXV) indeks 354562
CENA 27,50 ZŁ
(w tym 8% VAT)

Zadania

- powtórzeniowe przed maturą z chemii ogólnej i chemii fizycznej
- laboratoryjne z 66. Krajowej Olimpiady Chemicznej

Najlżejszy metal
Historia, współczesność i doświadczenia z litem

O aktywności optycznej
sacharozy i zjawisku inwersji

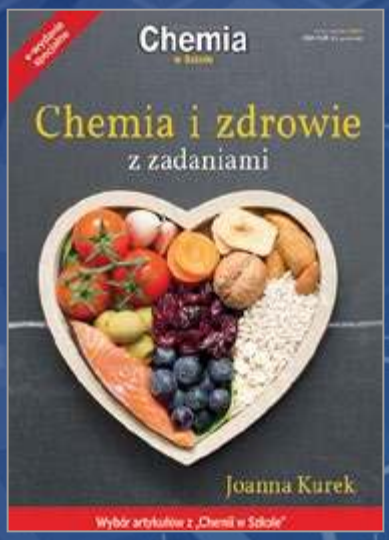
Pięć najczęstszych błędów
w podręcznikach do chemii

ISSN 0411-8634
03
9 770411 863006

CUKRY I SŁODZIKI
Nowoczesne środki słodzące

WYDANIA SPECJALNE
w wersji elektronicznej – pliki PDF

Antybiotyki, glutaminian sodu, gluten, jady, herbata, leki. Sól, pomidory, tłuszcze, toksyny, witaminy, wino



- Co i jak wpływa na nasze zdrowie?
- Co nam pomaga?
- Co nam szkodzi?
- Co nas leczy?
- Co nas truje?

42 propozycje dla szkolnego laboratorium

- Badanie gleby
- Atramenty sympatyczne
- Żelazo i jego związki
- Wskaźniki pH
- Chemia na wesoło
- Ogniwa galwaniczne

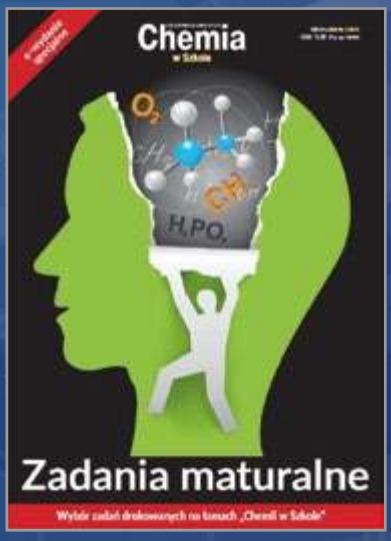
Cena 1 wydania już od 10 zł!

Każdy może eksperymentować! Dowiedz się:

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

283 zadania w 9 zestawach

- Zadania powtórzeniowe
- Przykładowe zestawy zadań maturalnych
- Odpowiedzi i rozwiązania
- Klucze odpowiedzi i zasady punktacji



Szczegóły i formularz zamówienia na: ww.aspress.com.pl/specjalne/

eprasa.pl 6e9acfe919

Szanowni Państwo

Nieoczekiwanie nasze życie uległo niemal z dnia na dzień dramatycznej zmianie z powodu niemającej sobie równej od stu lat pandemii tajemniczego wirusa. Uwięzionym często w domach, zmuszonym do przewartościowania swoich dotychczasowych relacji między zawodowymi i prywatnymi powinnościami, trudno o dobry nastrój. W tej sytuacji z pomocą mogą przyjść nie tylko zaniechane wcześniej z braku czasu krztuszące się od kurzu lektury czy odłożone na półki z tego samego powodu, cierpliwie znoszące swój bezruch płyty z ulubioną muzyką, ale i bardziej trywialne, drobne przyjemności...

A gdyby tak sprawić sobie przyjemność odrobiną zdrowej słodyczy? Inspiracją może służyć... znaczna część naszego niniejszego numeru. Czytelnicy odnajdą słodkie motywy w niemal encyklopedycznym artykule Pani dr Joanny Kurek o cukrach i słodzikach (z bogatą częścią eksperymentalną), a także w barwnym (pod każdym względem) opracowaniu Pana mgr. Marka Plesa, który proponując Państwu z podziwu godną inwencją nowy sposób realizacji pomiaru polarymetrycznego, zarazem w prosty sposób wyjaśni zjawisko skręcalności optycznej. Wnikliwi Czytelnicy odszukają jeszcze więcej ukrytych w numerze informacji o substancjach słodzących.

Z przyjemnością chciałbym też podkreślić wyjątkowo bogaty zestaw doświadczeń zawarty w tym numerze – znajdą je Państwo bowiem także w opracowaniu o ważnym (ze względu na ostatnią Nagrodę Nobla w chemii) pierwiastku - licie, pióra Pani mgr Iwony Orlińskiej i Pana mgr. Krzysztofa Orlińskiego. Jest to zarazem opowieść także o innych pierwiastkach, których właściwości poprzez porównanie z litem stają się bardziej zrozumiałe.

Wreszcie do szkolnych klas przeniesie nas opracowanie Pani prof. Marii Cieślak-Golonki, poświęcone zawsze (niestety) aktualnej tematyce błędów w podręcznikach chemii, następnie przykłady zadań maturalnych, profesjonalnie opracowane przez Autorów z Krakowa oraz propozycja zainteresowania uczniów tematyką polimerów i rosnącego nimi zanieczyszczenia środowiska, autorstwa Pani mgr Agnieszki Czub-Czech i Pana mgr. Kamila Czecha. Oczywiście miłośnicy szczególnie ambitnych problemów olimpijskich znajdą, jak zwykle, coś dla siebie – tym razem jest to zadanie laboratoryjne z II etapu 66. Krajowej Olimpiady Chemicznej.

Życzę Państwu przyjemnej lektury

Spis treści

Nauka i technika

4 **Ciekawostki** • Marek Orlik

• Pożyteczny pasożyt rozwiąże problem plastiku? • Durian jako... ładowarka
• Cząsteczka benzenu – znana i nieznana • Pierwsze białko – gość z Kosmosu

6 **(Nie)zdrowa słodkość? – czyli o nowoczesnych środkach słodzących** • Joanna Kurek

Spośród wszystkich smaków: gorzkiego, słonego, kwaśnego, umami i słodkiego, to ten ostatni jest najprzyjemniejszym z odczuwanych przez znaczną większość ludzi. Przez setki lat ludzie podejmowali różnorodne próby pozyskania produktów o tym smaku ze źródeł naturalnych lub wytworzenia słodkich substancji różnymi sposobami.

Metodyka i praktyka szkolna

16 **Ten cukier coś kręci! O aktywności optycznej sacharozy i zjawisku inwersji** • Marek Ples

O prostym doświadczeniu ukazującym bardzo interesującą cechę cukrów i innych związków chemicznych.

23 **Najlżejszy metal** • Iwona Orlińska Krzysztof Orliński

Chemiczny Nobel 2019 to dobra okazja, aby wykonać kilka doświadczeń z litem i związkami tego metalu. Nie trzeba nawet kupować jego preparatów – lit w naszym otoczeniu jest wprost na wyciągnięcie ręki.

28 **Elementy chemii ogólnej i chemii fizycznej w zadaniach powtórzeniowych przed maturą – część 1.** • Kinga Dzięciołowska, Camillo Hudy, Magdalena Lupa, Marlena Łodyga, Mateusz Migdał, Małgorzata Krzeczkowska

42 **Pięć najczęstszych błędów występujących w podręcznikach do chemii – według Erica Scerriego. Analiza porównawcza źródeł anglojęzycznych i polskich** • Maria Cieślak-Golonka

Stu siedemdziesięciu pięciu wybitnych uczonych reprezentujących różne dziedziny nauki przedstawiło pojęcia występujące w podręcznikach szkolnych i uniwersyteckich, które według nich są przestarzałe i powinny być usunięte.

47 **Ciekawie i pożytecznie o polimerach** • Agnieszka Czub-Czech, Kamil Czech

Nikt z nas nie jest zaskoczony sformułowaniem, że tworzywa sztuczne towarzyszą nam na co dzień, bo przecież wykonane są z nich opakowania do żywności, butelki plastikowe z wodą, zabawki dla dzieci, a nawet kosmetyki.

Olimpiady i konkursy

37 **66. Krajowa Olimpiada Chemiczna – Zadanie laboratoryjne – Etap II** • Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI Chemia w Szkole

NUMER 2 MARZEC/KWIECIEŃ 2020

Nakład 3000 egz.

CENA 27,50 zł (w tym 8% VAT)

Zdjęcie na okładce: Dreamstime

345 (LXV) indeks 354562 ISSN 0411-8634

Redakcja Marek Orlik (redaktor naczelny – chemiared@gmail.com) **Adres redakcji** ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa **Wydawnictwo** Agencja AS Józef Szewczyk, ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa, tel. 606-201-244, e-mail: szewczyk24@gmail.com, www.aspress.com.pl, NIP: 951-134-91-51 **Wydawca** Józef Szewczyk, tel. 606-201-244, szewczyk24@gmail.com **Prenumerata** Prenumerata www.aspress.com.pl/prenumerata-2020/, e-mail: szewczyk24@gmail.com **Reklama** Jędrzej Chodakowski jchodakowski1953@gmail.com **Skład i łamanie** ScanSystem.pl Ewa Szelatyńska **Druk i oprawa** Paper&Tinta, ul. Ceglana 34, 05-270 Nadma

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

eprasa.pl 69acie919

Pożyteczny pasożyt rozwiąże problem plastiku?

Sformułowanie „pożyteczny pasożyt" brzmi jak oksymoron, ale to kwestia punktu widzenia. Przykładem są gąsienice motylicy – barciaka większego (*Galleria mellonella*). Niewątpliwie krytyczną opinię mają o nich pszczoły, którym te pasożytujące w ulach larwy wyjadają wosk i niszczą plastry. Ale pozwoliło to jednocześnie dr Federice Bertochhini z Uniwersytetu z Kantabrii (Hiszpania) na przypadkowe dokonanie w 2017 ważnego odkrycia [1, 2]. Nie okazując, co zrozumiałe, litości dla gąsienic grasujących w jej prywatnej pasiece zebrała je do zwykłej jednorazowej reklamówki, którą pozostawiła w spokoju, odraczając wykonanie ostatecznego wyroku na pasożytach do czasu zakończenia pracy. Ale wtedy okazało się, że sprytne gąsienice wygryzły otwory w folii i salwowały się ucieczką po całym pomieszczeniu.

Właśnie, tylko wygryzły, czy może ... zjadły polietylen? We współpracy z naukowcami z Uniwersytetu w Cambridge wykazano, że prawdziwa jest ta druga możliwość. Wystarczyło około 40 minut i 100 larw barciaka, włożonych do polietylenowej torby z supermarketu, aby po 12 godzinach torba straciła, wraz z uciekającymi gąsienicami, ponad 3 procent wagi (warto to porównać z ponad 100-letnim okresem rozkładu takich reklamówek w naturalnym środowisku).

Dla dobra nauki przeprowadzono kolejny, tym razem brutalny eksperyment, w którym nieszczęsne larwy zmielono i otrzymaną z nich pastą pokryto folię polietylenową. W ciągu 14 godzin 13 procent polietylenu uległo rozkładowi, co przypisano enzymom uwolnionym z larw. Wobec typowej dla enzymów specyficzności działania nasuwa się więc hipoteza, że wiązania w polietylenie i w wosku pszczelim muszą być pod względnymi podobne, skoro larwy dają się oszukać (albo nie?), że grasują w ulu, tkwiąc jednak tylko w trywialnej torbie na zakupy. Najnowsze badania na ten temat zostały opublikowane w marcu 2020 r. [3-5].

Z chemicznego punktu widzenia ważne jest oczywiście także to, jakie są produkty rozkładu polietylenu przez larwy barciaka. Okazuje się, że głównym produktem jest toksyczny glikol etylenowy, znany jako składnik płynów chłodzących oraz substrat w produkcji różnych żywic i włókien, a także występujący w przestrzeni kosmicznej. Niewykluczone, że odkrycie specyficznego apetytu larw barciaka większego na polietylen pomoże w rozwiązaniu narastającego problemu zalegających odpadów tego tworzywa.

Warto też wiedzieć, że barciak większy jest ciekawym okazem przyrody także z tego powodu, że uważa się go za najlepiej słyszące zwierzę świata, rejestruje ono bowiem dźwięki o częstotliwości sięgającej... 300 kHz [6]. Co na to powiedzą audiofile?

[1] https://kobieta.interia.pl/zycie-i-styl/news-pozeraja-plastik-a-potem-wydalaja-alkohol,nId,4377231
[2] https://www.dw.com/en/a-caterpillar-that-eats-and-digests-plastic-in-record-time/a-38567055
[3] https://www.sciencetimes.com/articles/24973/20200307/plastic-eating-waxworms--really-pollution-busters.htm
[4] https://www.kidsnews.com.au/science/very-hungry-caterpillar-eats-earths-plastic-pollution/news-story/2b0f1e5c5c305aef137cb47efbb4ebed
[5] Bryan J. Cassone et al., Role of the intestinal microbiome in low-density polyethylene degradation by caterpillar larvae of the greater wax moth, *Galleria mellonella* **287,** *Proc. R. Soc. B* http://doi.org/10.1098/rspb.2020.0112
[6] https://pl.wikipedia.org/wiki/Barciak_wi%C4%99kszy

Pierwsze białko – gość z Kosmosu

Od dawna znana jest, mająca początki jeszcze w starożytności, teoria panspermii, postulująca pozaziemskie pochodzenie życia na naszej planecie, na którą jego zarodniki w postaci np. najprostszych organizmów miały przynieść przelatujące komety lub spadające meteoryty. Mogło to być także białko i właśnie taką substancję znaleziono w meteorycie Acfer 086, który uderzył w Ziemię zaledwie 30 lat temu, na terytorium Algierii. Publikacja na temat tej zagadkowej substancji poddana została właśnie recenzji środowiska naukowego w serwisie arxiv.org [2, 3]. Nadano jej nazwę *hemolityny*, ze względu na to, że zawiera ona w swojej strukturze reszty łańcuchów glicyny i hydroksyglicyny zakończone atomami żelaza oraz dodatkowe atomy tlenu i litu. Obecne są także mostkowe ugrupowania Fe-O-Fe, które zapewne umożliwiają absorpcję fotonu i wykorzystanie jego energii do rozszczepienia wody na wodór i grupę hydroksylową, co jest znanym procesem fotochemicznym.

Pozaziemskie pochodzenie tego białka zostało potwierdzone przez analizę izotopową, która wykazała nietypowy dla ziemskich obiektów nadmiar izotopu ^{2}H. Jeśli wykryta substancja jest rzeczywiście białkiem, oznaczać to będzie znalezienie pierwszej

pozaziemskiej „cegiełki", takiej jak te, z których zbudowane jest nasze ziemskie życie. Może więc nie jesteśmy (byliśmy, będziemy?) sami w Kosmosie...

[1] https://pl.wikipedia.org/wiki/Panspermia
[2] https://www.komputerswiat.pl/aktualnosci/nauka-i-technika/naukowcy-twierdza-ze-znalezli-pierwsze-bialko-budulec-zycia-spoza-ziemi/xcjkpdr
[2] M. W. McGeoch et al. Hemolithin: a Meteoritic Protein containing Iron and Lithium, https://arxiv.org/ftp/arxiv/papers/2002/2002.11688.pd

eprasa.pl 6e9acfe919

Durian jako… ładowarka

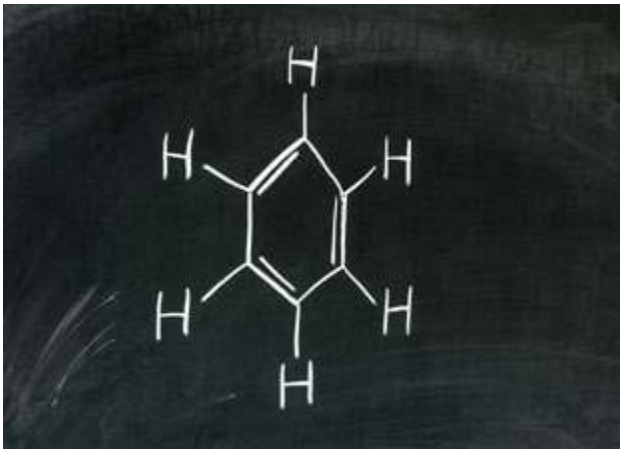
Zapewne każdy, kto miał okazję podróżować po Azji południowo-wschodniej, zetknął się z egzotycznym durianem (bo któż z nas używa nazwy „zybuczkowiec" na określenie tego wiecznie zielonego drzewa wydającego najeżone groźnie wyglądającymi kolcami owoce? Ich wygląd ma tu drugorzędne znaczenie, ważniejszy jest, elegancko mówiąc, niemożliwy do eleganckiego określenia zapach, uwalniający się po rozkrojeniu żółtego miąższu wnętrza tego owocu.

W wyobrażeniu sobie tego zapachu może pomóc informacja, że z jego powodu niejednokrotnie już ewakuowano biblioteki na australijskich uniwersytetach [1]. Proces krojenia i pakowania duriana nie może więc odbywać się w eleganckich supermarketach (w których dostępny jest najwyżej suszony, w szczelnych opakowaniach), a świeżo krojony owoc można kupić jedynie na otwartych ulicznych stoiskach. Mimo bardzo przykrego zapachu durian jest ceniony ze względu na smak, a także na zawarte w nim odżywcze składniki; wykorzystuje się go także do wytwarzania napojów, a nawet lodów (o niezwykłym, długo się utrzymującym posmaku…).

Australijscy naukowcy z Uniwersytetu w Sydney [2-4] wykazali ostatnio, że sformułowanie „durian jako magazyn energii" może być rozumiane całkiem dosłownie, ponieważ rozważa się skonstruowanie z jego bioodpadów swoistego akumulatora, występującego dziś pod nazwami: ładowarka lub powerbank. Innymi słowy, rozwijane przez miliony lat ewolucji zdolności do syntezy materiałów węglowych o specyficznej strukturze zaowocowały (dosłownie i w przenośni) tworzeniem materii, która może być składnikiem superkondensatorów, czyli kondensatorów zdolnych do gromadzenia ogromnych ilości energii i kontrolowanego jej uwalniania. Elektrody w takim „durianowym" kondensatorze zostały sporządzone z owoców duriana i odpadków dżakfruta (*jackfruit*) – owocu drzewa bochenkowego w ten sposób, że otrzymano z nich aerożel węglowy [5], uważane za najlżejszy materiał świata porowate ciało stałe, wykazujące istotne podobieństwo do analogicznych materiałów grafenowych, ale znacznie tańsze.

[1] [https://www.theguardian.com/australia-news/2019/may/13/library-stink-smell-of-durian-prompts-evacuation-at-university-of-canberra]
[2] K. Lee et al., Aerogel from fruit biowaste produces ultracapacitors with high energy density and stability, J. Energy Storage, 27 (2020) 101152
[3] https://www.energylivenews.com/2020/03/09/the-worlds-smelliest-fruit-could-become-a-super-power-bank/
[4] https://www.androidauthority.com/durian-power-bank-1090109/
[5] http://laboratoria.net/technologie/_item,17825,print,1.html

Cząsteczka benzenu – znana i nieznana



Jeśli Państwo uważają, że struktura cząsteczki benzenu była dotychczas dobrze zrozumiana, to niestety jest inaczej i świadczy o tym praca opublikowana w prestiżowym czasopiśmie *Nature Communications* w marcu 2020 r [1]. Przypomnijmy, że benzen jako substancja został odkryty przez Michaela Faradaya, o czym zakomunikował on na posiedzeniu londyńskiego *Royal Society* 16 czerwca 1825 r [2]. Dopiero czterdzieści lat później strukturę jego cząsteczki jako cykloheksatrienu, zaproponował Friedrich August Kekulé. Koncepcja te, ze względu na równocenność wszystkich wiązań C-C, uległa następnie w dobie wypracowanej przez chemię kwantową teorii wiązań walencyjnych modyfikacji przez wprowadzenie idei struktur granicznych, między którymi lokuje się realna struktura związku. I oto po 200 latach od odkrycia benzenu nadszedł czas, aby dokładniej zastanowić się nad sytuacją obecnych w niej 42 elektronów. Jeśli bowiem opis każdego elektronu wymaga trzech współrzędnych, a elektrony te nie są niezależne, to funkcja falowa łącznie je opisująca jest $42 \times 3 = 126$-wymiarowa [1, 3, 4]! To właśnie matematyczna złożoność problemu 126-wymiarowego stanowiła dotychczas przeszkodę dla lepszego zrozumienia sytuacji elektronów w cząsteczce benzenu.

Nowa metoda jej oceny, dynamiczne próbkowanie Voronoi Metropolis, wykazała dotychczas nieuwzględnianą korelację między spinami elektronowymi, dzięki czemu układ elektronów obniża swoją energię, przyczyniając się do stabilizacji całej cząsteczki. W konsekwencji została zaproponowana nowa struktura cząsteczki benzenu, alternatywna w stosunku do idei Kekulégo [1]. To ciekawe zagadnienie, ale chyba nie na szkolną lekcję o benzenie, ani nawet na chemiczne studia licencjackie… Jednak jest to ważne, bo dogłębne zrozumienie sytuacji elektronów ma znaczenie dla różnych układów o płaskim, heksagonalnym ułożeniu atomów i dla ich praktycznego zastosowania, np. w optoelektronice.

[1] Y. Liu et al. The electronic structure of benzene from a tiling of the correlated 126-dimensional wavefunction, *Nat. Commun.* 11 (2020) 1210
[2] L. C. Newell, Faraday's discovery of benzene, *J. Chem. Educ.* 1926, 3, 11, 1248
[3] https://nt.interia.pl/technauka/news-struktura-elektronowa-benzenu-jest-126-wymiarowa,nld,4371382
[4] https://phys.org/news/2020-03-years-scientists-reveal-benzene.html

Oprac. Marek Orlik, Fot. Dreamstime

eprasa.pl 6e9acfe919

(Nie)zdrowa słodkość?
– czyli o nowoczesnych środkach słodzących

Spośród wszystkich smaków: gorzkiego, słonego, kwaśnego, umami i słodkiego, to ten ostatni jest najprzyjemniejszym z odczuwanych przez znaczną większość ludzi. Przez setki lat ludzie podejmowali różnorodne próby pozyskania produktów o tym smaku ze źródeł naturalnych lub wytworzenia słodkich substancji różnymi sposobami.

Joanna Kurek

Do najbardziej oczywistych źródeł smaku słodkiego należy zaliczyć wszelkie naturalne miody pszczele stosowane zarówno w przeszłości, jak i współcześnie. Nieco młodszą historię, bo przypadającą dopiero na około połowę XIX wieku, mają buraki cukrowe, stanowiące tak obecnie popularne źródło białego cukru, czy też trzcina cukrowa, z której wytwarzany jest cukier trzcinowy.

Chęć odczuwania smaku słodkiego powoduje nadmierne spożycie sacharozy. Znaczna ilość różnych produktów spożywczych jest niepotrzebnie dodatkowo dosładzana sacharozą. Niestety sytuacja ta spowodowała wystąpienie różnych schorzeń związanych z nadmiernym spożyciem cukrów, choćby takich jak próchnica zębów, cukrzyce i otyłość, co stanowi ogólnoświatowy problem zdrowotny.

Choć nie ma żadnych konkretnych regulacji, to jednak zaleca się, aby nie przekraczać dawki 50 g tego cukru we wszystkich spożytych w ciągu dnia pokarmach i napojach, co obecnie jest dość trudnym wyzwaniem. Rozwój cywilizacyjny spowodował znaczne ułatwienie dostępu do różnorodnych słodkich substancji i pokarmów.

W ostatnich latach na rynku produktów spożywczych, również u nas w kraju, dostępne są różnorodne substancje o słodkim smaku – nowoczesne środki słodzące, zarówno te pochodzenia naturalnego jak i syntetyczne, alternatywne dla cukru buraczanego (sacharozy). Jest to często alternatywa konieczna dla osób, które muszą z tradycyjnego cukru zrezygnować ze względów zdrowotnych, a nie chcą się zupełnie pozbawić słodkich doznań smakowych.

Jak się okazuje, w przyrodzie występują różnorodne rośliny, z których można wyizolować substancje o słodkim smaku, co więcej często są one mniej kaloryczne i wykazują niższy indeks glikemiczny od sacharozy. Od wielu dziesięcioleci podejmowane są także badania nad możliwościami syntez sztucznych środków słodzących o odpowiednich parametrach. Jeszcze nowszym obszarem badań dotyczącym odczucia słodkości są tak zwane inhibitory smaku słodkiego.

Wyczuwanie smaku słodkiego

Substancje wywołujące smak słodki można podzielić na 4 grupy: białka, dipeptydy/aminokwasy, inne naturalne związki organiczne i syntetyczne związki organiczne. Słodki smak jest odczuwany, gdy receptory zlokalizowane na czubku ludzkiego języka oraz w głębi jamy ustnej wchodzą w interakcję z odpowiednimi molekułami. Taką

eprasa.pl 6e9acfe919

interakcję wywołują naturalne węglowodany oraz syntetyczne substancje słodzące. W obu przypadkach do mózgu wysyłana jest informacja, że został spożyty słodki pokarm, bądź napój o takim smaku.

Stopień odczuwanej słodkości zależy od intensywności oddziaływania receptor-molekuła. Im większa intensywność, tym słodszy smak. Ze względu na to, że dotychczas nie opracowano sztucznego systemu oceny stopnia słodkości substancji, dokonuje się jej na podstawie badań sensorycznych. Wykwalifikowani eksperci tworzą tzw. panel sensoryczny i na podstawie porównania z wzorcem oceniają stopień słodkości badanej substancji. Wzorcem w badaniach jest 10% roztwór sacharozy, którego słodkość przyjmuje się za równą 1. Analiza polega na wyznaczeniu stężenia procentowego roztworu badanej substancji, który wywoła wrażenie słodkości identyczne jak w przypadku wzorca.

Substancją referencyjną w odczuwaniu progu smaku słodkiego względem czystej wody jest sacharoza w stężeniu 4 g na litr roztworu, natomiast wartości dla innych cukrów to: *D*-glukoza (11 g/L), D-fruktoza (4 g/L), laktoza (25 g/L), maltoza (13 g/L, Ponadto smakiem słodkim odznaczają się aminokwasy, takie jak glicyna (2-5 g /L), L-tryptofan (0,8-1,2 g/L), D-tryptofan (0,04-0,8 g/L), L-seryna i D-seryna (3-3,5 g/L).

Słodkie i niesłodkie cukry naturalne

Węglowodany występują w każdym żywym organizmie zarówno roślinnym, jak i zwierzęcym. Naturalnie występujące cukry dzielimy na proste – monosacharydy (np. **fruktoza**, **glukoza**, **galaktoza, ksyloza**) oraz złożone – disacharydy (np. **sacharoza**, **laktoza**, **maltoza**, **celobioza**) i polisacharydy (np. **skrobia**, **glikogen**, **celuloza**). Należy przypomnieć, że jednym z najbardziej rozpowszechnionych w przyrodzie cukrów **jest D-glukoza**, natomiast **L-glukoza** nie ulega fermentacji alkoholowej i nie bierze udziału w metabolizmie. Również skrobia i celuloza zbudowane są wyłącznie z cząsteczek **D-glukozy**.

Węglowodany po spożyciu i procesach metabolicznych (przebiegających w wątrobie) są głównym źródłem energii potrzebnej organizmom żywym. Hydroliza złożonych cukrów powoduje ich fragmentację do składowych jednostek monosacharydowych, których jednym z głównych składników jest **glukoza**, jedyny cukier prosty występujący w organizmie człowieka w istotnej ilości.

Wszystkie komórki ciała wymagają stałych dostaw glukozy z krwi, więc jej stężenie jako jedynej formy transportowej cukrów w organizmie musi być utrzymywane na stałym poziomie (około 0,1 w stosunku do masy ciała). Oddziaływanie pewnych hormonów trzustki na wątrobę pomaga w regulacji poziomu glukozy w krwi. Spadek stężenia tego cukru powoduje zwiększenie pobudliwości pewnych komórek mózgu, gdyż nie posiadają one zdolności magazynowania go, a pozbawione glukozy zaledwie w ciągu paru minut przestają funkcjonować, co objawiać się może skurczami, drgawkami, utratą świadomości, a nawet kończyć się śmiercią.

Z kolei w pewnych zaburzeniach przemiany cukrowej w organizmie, nazywanych cukrzycą, glukoza we krwi utrzymuje się na podwyższonym poziomie. Stałe stężenie glukozy we krwi jest zachowane dzięki skomplikowanemu mechanizmowi biochemicznemu. Dostarczanie organizmowi składników odżywczych w odpowiedniej ilości – właściwe odżywianie jest ogromnym problemem w skali światowej. Choroby wywołane nadmiernym spożywaniem pokarmów oraz niezróżnicowaną dietą znajdują się w czołówce chorób śmiertelnych.

Glukoza zmniejsza także zapotrzebowanie na metabolizm tłuszczów i zapobiega **ketonurii** (produkcji niekorzystnych związków ketonowych). Jednak do nadmiaru produkcji ketonów dochodzi w dwóch sytuacjach: niemożności spalenia cukrów z powodu niedoboru insuliny, co ma miejsce w niewyrównanej cukrzycy oraz w przypadku nadmiernej β-oksydacji tłuszczów, do czego może doprowadzić głód.

Fruktoza jest tak zwanym cukrem owocowym i najsłodszym z cukrów naturalnych, co powoduje, że może zastępować glukozę wywołując to samo wrażenie słodkości dla mniejszej ilości (ok. 0,6 w stosunku do glukozy). Jednak możliwe liczne negatywne skutki oddziaływania fruktozy na organizm czynią ją substancją słodzącą, która nie zasługuje na rekomendację.

Glikogen jest główną formą magazynowania cukrów u zwierząt i pod tym względem stanowi odpowiednik skrobi u roślin. Występuje głównie w wątrobie (do 6 procent jej masy) i w mięśniach (około 1 procentu). Z powodu znacznie większej masy mięśni glikogen mięśniowy stanowi pulę 3 – 4 razy większą niż glikogen wątrobowy.

Glikogen mięśniowy jest źródłem glukozy przetwarzanej w samych mięśniach. Proces ten ma zaspokajać potrzeby energetyczne mięśni podczas ich pracy. Glikogen wątrobowy magazynuje glukozę niezbędną do utrzymania stałego, fizjologicznego stężenia tego związku we krwi między posiłkami. Nie jest to zapas duży. Wystarczy przez kilkanaście godzin nie dostarczać cukru organizmowi w posiłkach,

Rysunek 1. Burak cukrowy – źródło białego cukru

eprasa.pl 6e9acfe919

Rysunek 2. Syrop z agawy stosowany jest do polew do lodów

a wątroba stanie się niemal całkiem pozbawiona glikogenu. Poza tym jest on pozbawiony słodkiego smaku.

Również inne polisacharydy, takie jak **celuloza** czy **skrobia** nie wykazują smaku słodkiego i są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie w temperaturze pokojowej. Jedynie frakcja skrobi – amyloza tworzy z wodą roztwory koloidalne po podgrzaniu i dlatego nazywana jest „skrobią rozpuszczalną".

Inne naturalne środki słodzące

Nowej generacji naturalne środki słodzące (choć zaliczane są też do półsyntetycznych ze względu na proces produkcyjny) mają różną strukturę chemiczną. Są to, między innymi: poliole (**erytrytol (erytrol)**, **ksylitol**, **mannitol**, **maltitol**, **sorbitol)**, glikozydy diterpenowe: **stewiozydy** i **rebaudiozydy** i glikozydy triterpenowe – **glicyryzyna**, glikozydy flawonoidowe – **neohesperydyna** oraz peptydy: **taumatyna**, **kurkulina**, **manibilina** i **monellina**.

Erytrytol $C_4H_6(OH)_4$ występuje w owocach, sfermentowanym jedzeniu i sosie sojowym. Został odkryty w 1874 roku i może być produkowany z glukozy przez fermentację przy użyciu odpowiednich drożdży. Z uwagi na małą wydajność tego procesu nie znalazł dotąd szerokiego wykorzystania w przemyśle.

Ksylitol $C_5H_7(OH)_5$, tzw. cukier brzozowy, jest w istocie alkoholem pentahydroksylowym, najsłodszym z alkoholi cukrowych. Pozyskiwany jest z brzozy – działaniem wody na drewno brzozowe, w wyniku czego następuje redukcja ksylozy z hemicelulozy z udziałem drożdżaków *Candida guilliermondii*.

Z kolei **sorbitol** $\mathbf{C_6H_8(OH)_6}$ jest alkoholem heksahydroksylowym, naturalnie występującym w różnych owocach, ale też otrzymywanym w wyniku redukcji – uwodornienia glukozy z udziałem niklu Raneya jako katalizatora; wykazuje on kaloryczność zbliżoną do sacharozy. Mieszanina 60% **ksylitolu** i 40% **sorbitolu**, dzięki synergizmowi, odpowiada słodkości cukru. Co ciekawe, spożywając **ksylitol** czy **sorbitol** można wyczuć charakterystyczne chłodzenie w ustach.

Cukry **tagatoza** i **trehaloza** także należą do nowoczesnych słodzików ze względu na swoją strukturę chemiczną. Podobna strukturalnie do fruktozy tagatoza jest słodzikiem, która występuje naturalnie, ale jest także produkowana z laktozy w laboratoriach. Produkty spożywcze zawierające tagatozę można traktować jako bezcukrowe. Disacharyd trehalozę w warunkach naturalnych odnajduje się w grzybach.

Z liści rośliny *Stevia rebaudiana* pozyskiwany jest kolejny słodzik nowej generacji – **stewia**, zawierający **glikozydy stewiowe.** Uważa się, że stewia jest całkowicie bezpieczna dla zdrowia. Wykazuje zerową kaloryczność, a dodatkową zaletą jest wysoka zawartość pierwiastków śladowych.

Do naturalnych środków słodzących zaliczyć można także miód, cukier klonowy, syrop klonowy, syrop z agawy i słód daktylowy. **Syrop z agawy** jest wytwarzany z niektórych gatunków agawy *Agave tequilana* i *Agave salmiana*. Z kolei **glicyryzynę** otrzymuje się z korzenia lukrecji (*Glycyrrhiza glabra* (Liquorice)), a wykazuje ona także działanie przeciwzapalne, antyoksydacyjne, hepatoprotekcyjne oraz antywirusowe.

Taumatyna to intensywne słodkie białko roślinne zbudowane z 207 aminokwasów, wyizolowane z owoców katemfe (z rzędu imbirowców) i uważane za najsłodszą substancję słodzącą pochodzenia naturalnego w przemyśle spożywczym.

Pochodzący z Indonezji **cukier kokosowy** (Rys. 3) (Indonezja) uzyskuje się z kwiatostanu palmy kokosowej.

Cukier inwertowany to mieszanina glukozy i fruktozy w stosunku 1:1, otrzymana przez enzymatyczną lub kwa-

Rysunek 3. Cukier kokosowy

eprasa.pl 6e9acfe919

Rysunek 4. Z trzciny cukrowej produkuje się cukier trzcinowy

Rysunek 5. Rzymianie wytwarzali „ołowiane wino" z winogron

sową hydrolizę sacharozy. Jest słodszy od glukozy i szeroko stosowany w przemyśle cukierniczym, choć uważa się go za niekorzystny dla zdrowia.

Historia sztucznych słodzików i środki słodzące stosowane współcześnie

Pierwszym znanym ludzkości sztucznym słodzikiem była *sapa* stosowana w starożytnym Rzymie. Miał on postać gęstego syropu, a proces jego przyrządzania zapisał Pliniusz Starszy (I w n.e.). Według przepisu należało gotować sok z winogron, osad winny lub skwaśniałe wino w garnkach (koniecznie ołowianych) do czasu, aż większość wody i alkoholu odparuje.

Z chemicznego punktu widzenia w winie znajdują się naturalne kwasy organiczne takie jak cytrynowy i winowy. Pod wpływem szczepu bakterii *Acetobacter* następowało utlenienie alkoholu do kwasu octowego. Tak skwaśniałe wino znajdujące się w ołowianych naczyniach reagowało z metalem tworząc sole ołowiu, głównie octan ołowiu i należy tu zaznaczyć, że to właśnie związki ołowiu odpowiadały za słodki smak *sapa*. Rzymianie słusznie podejrzewali, że ów środek jest szkodliwy dla zdrowia powodując zmęczenie apatię, anemię i bezpłodność, ale nie zaprzestali jego stosowania.

Innym środkiem słodzącym, obecnie wycofanym już z rynku produktów spożywczych, jest *dulcyna* $C_9H_{12}N_2O_2$ odkryta w 1884 roku. Stosowana była jako słodzik dla diabetyków i osób otyłych, gdyż wykazywała słodkość 300 większą od sacharozy. Substancjami o smaku słodkim są także np. pochodne aniliny, jednak z powodu ich toksyczności nie nadają się do praktycznego zastosowania.

Stosowane do dziś syntetyczne substancje słodzące mają swój początek w XIX w. Ich odkrycia były często przypadkowe, kiedy badacze syntetyzujący nowe związki w wyniku nieuwagi poznawali smaki produktów przez siebie wykonanych syntez. W 1879 r. została odkryta pierwsza sztuczna substancja słodząca stosowana do dziś – **sacharyna**, o wzorze $C_7H_5NO_3S$. Nie ma ona jednak tak przyjemnego smaku jak cukier, a do tego wykazuje metaliczny, gorzkawy posmak. Sacharyna jest uważana za bezpieczną, gdyż przechodzi przez ludzki organizm nie zmieniona i nie reaguje z DNA, co ma miejsce w przypadku związków rakotwórczych.

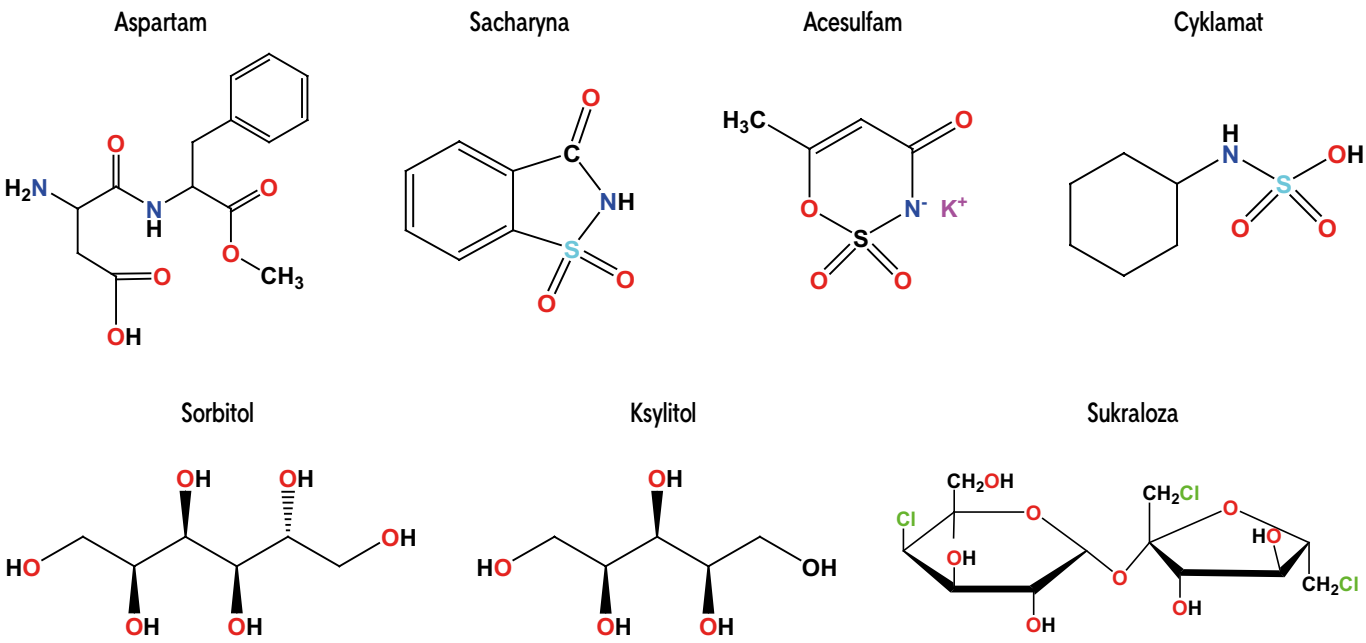
Cyklamat, czyli kwas cykloheksylosulfaminowy $C_6H_{13}NO_3S$ został odkryty przypadkiem w 1937 roku. Substancją słodzącą jest sól sodowa tego kwasu – cyklaminian sodu $C_6H_{12}HNaO_3S$, trwały nawet w temp. 250°C. W wyniku podejrzeń, że wywołuje nowotwór pęcherza, w 1958 roku zakazano stosowania go jako słodzika w Kanadzie i Wielkiej Brytanii. Jednak w 1984 roku FDA i National Academy of Science ogłosiły, że cyklamat nie jest rakotwórczy, ale nie pomogło to w odzyskaniu należnej mu pozycji na największych rynkach światowych.

Acesulfam K $C_4H_4KNO_4S$, odkryty w 1967 roku, jest dość trwały w roztworach niezbyt kwaśnych, a w organizmie nie jest metabolizowany. Co ciekawe, jest stabilny w wysokich temperaturach i dlatego jest wykorzystywany w wielu produktach spożywczych. Dopuszczalne dzienne spożycie (ADI) dla tej substancji wynosi 15 mg/kg masy ciała/dzień. Związek ten nie ulega kumulacji w organizmie. Jednak niektóre badania wykazują, że jego spożycie może prowadzić do uszkodzenia komórek i interakcji w DNA.

Acesulfam ma działanie wspomagające w połączeniu z **aspartamem** $C_{14}H_{18}N_2O_5$, czyli każdy z nich zwiększa słodkość drugiego. Odkryty w 1965 roku aspartam, który smakuje praktycznie tak samo jak cukier, jest metylowanym dipeptydem zbudowanym z fenyloalaniny i kwasu asparginowego.

Sukraloza, pochodna sacharozy, w której trzy grupy hydroksylowe zostały podstawione atomami chloru, $C_{12}H_{19}Cl_3O_8$, odkryta w 1976 roku, uważana jest dotychczas za nieszkodliwą dla zdrowia, ponieważ większa jej ilość przechodzi przez organizm niezmieniona, a tylko

eprasa.pl 6e9acfe919



Rysunek 6. Wzory ważniejszych substancji półsyntetycznych i syntetycznych o smaku słodkim

niewielka ilość rozpada się na dwa składniki: chloroglukozę i chlorofruktozę. Substancje te, mimo że są toksyczne, to dla małych ilościach sukralozy stosowanej jako słodzik, są nie groźne.

Słodziki ekstensywne i intensywne

Środki słodzące można klasyfikować jako **słodziki ekstensywne** oraz **słodziki intensywne**.

Słodziki ekstensywne to substancje słodzące pochodzenia naturalnego, takie jak wspomniane wcześniej cukry: **glukoza**, **fruktoza** czy **sacharoza**, ale również nazywany cukrem brzozowym **ksylitol**, pozyskiwany ze skrobi **mannitol**, **stewia** czy szeroko rozpowszechnione w świecie roślin **erytrytol** i **sorbitol** (Tabela 1).

Słodziki intensywne określa się jako niskokaloryczne, gdyż w ilości zaledwie kilku miligramów dają takie samo wrażenie słodkości, jak gram cukru buraczanego. W większości są to substancje syntetyczne wyprodukowane w laboratoriach, a ich głównymi zaletami są: łatwa, wydajna i tania synteza, istotna słodkość, zbliżona do aspartamu (są nawet kilkaset razy słodsze od sacharozy), niewytwarzanie fenyloalaniny jako produktu metabolicznego, łatwość modyfikowania struktury chemicznej, czyli możliwości uzyskania z nich nowych słodzików.

Zestawienie substancji słodzących

Produkty żywnościowe klasyfikowane są na podstawie ich wpływu na stężenie glukozy we krwi w ciągu 2–3 godzin po ich spożyciu (glikemia po posiłkowa) i określa się to poprzez tak zwany *indeks glikemiczny*. Parametr ten jest bardzo istotny dla diabetyków, a jego wartości dla poszczególnych środków słodzących zestawiono w Tabeli 1.

Zalety i wady naturalnych i sztucznych środków słodzących

Substancje słodzące czy słodziki muszą spełniać określone wymogi, by mogły być stosowane: być bezpieczne dla zdrowia, łatwe w użyciu, nie podlegać metabolizmowi (przez co nie dostarczają energii do organizmu), nie zmieniać barwy i zapachu środka spożywczego, do którego je dodano i nie powodować alergii.

Poza zaletami sztucznych środków słodzących już wymienionymi wcześniej należy zwrócić uwagę też na fakt, że ze względów higienicznych są korzystniejsze dla jamy ustnej, gdyż nie ulegają w niej żadnym procesom chemicznym, nie niszczą zatem szkliwa zębów i nie powodują próchnicy. Są praktycznie pozbawione kalorii, przez co wydają się odpowiednie dla osób dbających o linię. Korzystne w przypadku schorzeń takich jak cukrzyca czy glikemia posiłkowa (mają niższy od cukru indeks glikemicznym).

Ksylitol jest bezpiecznym środkiem słodzącym niezależnie od dziennej spożytej dawki. Zalecany jest dla diabetyków. Nadaje się też do obróbki termicznej ze względu na stabilność w wyższych temperaturach.

Stewia jest odporna na działanie temperatury do 200°C (pieczenie i gotowanie), jest stabilna w roztworach o odczynie kwasowym jak i zasadowym 3-9 pH. Słodziki z jej zawartością nie fermentują i mogą być długo przechowywane i polecana jest osobom z cukrzycą. **Glikozydy stewiowe** nie wykazują wpływu na ciśnienie krwi oraz stężenie glukozy we krwi.

Niestety okazuje się, że środki słodzące mają też swoje wady i niektóre z nich zostały wymienione. Ogólnie w procesie pieczenia ciast trudno jest zastąpić objętość ciasta zazwyczaj zajmowaną przez sacharozę sztuczną substancją słodzącą, którą stosuje się w znikomej ilości, by osiągnąć ten sam stopień słodkości.

eprasa.pl 6e9acfe919

Tabela 1. Zestawienie parametrów wybranych naturalnych i sztucznych substancji słodzących.

Nazwa	A	B	Symbol E	C	Kaloryczność kcal/1g	Nazwa przemysłowa/zastosowanie
Syrop z agawy		15-30	-	N	3,10	polewy do lodów, gofrów, naleśników
Mannitol	0,65	26	E 421	pS	1,50	gumy do żucia, dżemy, marmolady, galaretki, produkty mleczarskie
Cukier trzcinowy		87	-	N	3,90	słodycze
Syrop kukurydziany		75	-	N	2,85	napoje bezalkoholowe, gazowane i niegazowane
Syrop glukozowo-fruktozowy			-	N	4,00	napoje bezalkoholowe, gazowane i niegazowane
Laktoza	0,4	46	-	N		cukier mleczny
Sorbitol	0,5	9	E 420	pS	2,60	utrzymuje wilgotność i teksturę produktów spożywczych, gumy do żucia, słodycze
Maltoza	0,5	110	-	N	3,90	
Maltitol	0,6	35	E965	N	2,40	gumy do żucia, słodycze, jogurty owocowe
Galaktoza	0,6	48	-	N		
Glukoza	0.7	100	-	N		żywność dla dzieci, tabletki i preparaty wzmacniające, środek słodzący w niealkoholowych napojach, w przemyśle farmaceutycznym (np. maści gojące)
Erytrytol	0,75	0	E 968	pS	0,20	
Ksylitol	1	**8**	E 967	pS	2,40	słodycze, gumy do żucia, do lekarstw podawanych doustnie, pasty do zębów
Trehaloza			-	N		
Sacharoza	**1**	70	-	N	**4,00**	powszechnie stosowany cukier
Fruktoza	1,2	20	-	N	4,00	w napojach
Cyklaminian sodu	30	3	E 952	S		napoje, pasty do zębów, owoce konserwowe
Glicyryzyna	100					
Aspartam	180	0	E 951	S		NutraSweet, SugarFree, Candeler; 5000 różnych produktów np. gumy do żucia, napoje, wędliny, farmaceutyki
Acesulfam K	200	0	E 950	S		acesulfam-K Sunett napoje chłodzące, wyroby cukiernicze, desery i puddingi, pastylki do słodzenia kawy i herbaty, suplementy diety,
Stewia Glikozydy stewiowe	300	**3** **0,5**	E960	N		słodycze
Sacharyna	300		E 954	S		dietetyczne napoje bezalkoholowe
Tagatoza	0,92	7,5	-	N	0,2	słodzik do herbaty i kawy, słodycze
Sukraloza	600	0	E 955	S	0	napoje dietetyczne, słodziki, mieszanki do pieczenia, gumy do żucia, płatki śniadaniowe, sosy sałatkowe
Hernandulcyna	1000		-	N		
Neohesperydyna	1800	0	E 959	N	0	napoje bezalkoholowe, kremy do smarowania pieczywa, dżemy, suplementy diety
Taumatyna	2000		E 957	N	4,0	Talin/wzmacnia smak i zapach produktów spożywczych
Alitam	2000			S		
Neotam	13 000		E961	S		płatki śniadaniowe, wyroby cukiernicze, gumy do żucia i napoje bezalkoholowe

A – współczynnik słodkości; B – indeks glikemicznym; C – pochodzenie: N-naturalny, pS -półsyntetyczny, S – sztuczny;

eprasa.pl 6e9acfe919

Rysunek 7. W pieczeniu ciast niezastąpiona jest sacharoza

Aspartamu nie można używać do pieczenia ze względu na jego małą odporność na temperaturę (jest trwały tylko do ok. 40°C). Ponadto aspartam w ludzkim organizmie ulega rozkładowi do kwasu asparaginowego, fenyloalaniny i metanolu, przy czym z 1 g tego słodzika powstaje zaledwie około 0,1 g metanolu. Z powodu uwalniania fenyloalaniny tego słodzika nie mogą spożywać chorzy na rzadką chorobę – **fenyloketonurię** (polegającą na zaburzeniach przemian aminokwasu – fenyloalaniny).

Sorbitol, choć jest słodzikiem półsyntetycznym, użyty w różnych produktach spożywczych w dawce dziennej ponad 20 g wywołuje biegunkę, skurcze jelit, wzdęcia i dolegliwości żołądkowo-jelitowe, przy czym podobne działanie wykazują pozostałe słodziki polialkoholowe. Ponadto zabronione jest stosowanie go do słodzenia napojów.

Cyklaminiany mogą wchodzić w reakcje z niektórymi lekami. Nadmierne i przez długi czas stosowanie **glicyryzyny**, związku o budowie podobnej do kortykosteroidów, może prowadzić do wystąpienia pseudoaldosteronizmu (obrzęki, nadciśnienie, przyrost masy ciała) i dlatego jej wykorzystywanie w celach spożywczych jest w wielu krajach zabronione.

Naukowcy odkryli także, że spożywanie dużych ilości niskokalorycznych substancji słodzących może sprzyjać tworzeniu się tłuszczu, szczególnie u osób, które już są otyłe. Dzieje się tak dlatego, że słodziki oszukują i trzustkę, i jelito. Receptory smaku słodkiego obecne są także w tych organach po to, by usprawnić proces trawienia i zagwarantować uczucie sytości. Gotowa do działania trzustka produkuje insulinę biorącą udział w trawieniu glukozy, jednak jej poziom we krwi zostaje przez to znacząco obniżony i w rezultacie organizm zamiast sytości odczuwa głód. W konsekwencji zjada się jeszcze większą ilość pożywienia względem faktycznego zapotrzebowania, gdyż dochodzi do zaburzenia zdolności organizmu do oceny faktycznej kaloryczności posiłku.

Umiarkowane stosowanie substancji słodzących syntetycznych i półsyntetycznych nie wykazuje negatywnego wpływu na ludzkie zdrowie i życie. Jednak dopiero za wiele lat będzie można rzetelnie ocenić faktyczne długotrwałe skutki stosowania tych substancji.

Słodkie, ale jednak nie słodkie?

Lucuma to nowość na naszym rynku produktów spożywczych – jest to sproszkowany owoc *Pouteria lucuma* pochodzący z Peru. Nie jest on słodzikiem ani substancją dodatkową, jednak ma działanie aromatyzujące i wywołujące łagodny efekt słodkiego smaku. Zaletą tego owocu może być też zawartość błonnika, żelaza, antyoksydantów i witamin.

Mirakulina jest glikoproteiną pochodzenia naturalnego występującą w afrykańskim owocu *Richardella dulfica*, zbudowaną z 373 reszt aminokwasowych i sama w sobie także nie wykazuje słodkiego smaku, ale na wiele godzin zmienia odczuwanie smaku na języku. Przykładowo substancje kwaśne, takie jak sok z cytryny, odczuwane są jako intensywnie słodkie.

Inhibitory słodkiego smaku

Inhibitorami słodkiego smaku jest grupa związków mająca właściwości **inhibitowania słodkiego smaku,** lecz sama smaku słodkiego jest pozbawiona. W eksperymentach dowiedziono, że związki te wykazują zdolność do hamowania słodkiego smaku zarówno naturalnych, jak i syntetycznych substancji słodkich, a także ich mieszanin. Interesujące jest także to, że jeśli cząsteczki tych związków są chiralne, to enancjomery (*S*) są inhibitorami słodkiego smaku, enacjomery (*R*) są słodkie, a mieszaniny racemiczne są pozbawione smaku.

Rysunek 8. Lakuma, owoc z Peru ma działanie aromatyzujace

eprasa.pl 6e9acfe919

Do zalet inhibitorów słodkiego smaku należy zaliczyć: wygodne i wydajne syntezy z niedrogich, dostępnych handlowo substratów, nie są źródłem fenyloalaniny, mogą poprawiać profil smakowy znanych słodzików, odznaczają się zupełnie nowym typem struktury i łatwością modyfikowania struktury chemicznej, co stwarza możliwość uzyskania nowych inhibitorów. Niewykluczone są synergiczne oddziaływania z innymi inhibitorami, lecz ten aspekt jest jeszcze w fazie badań.

Podsumowanie

Nowoczesne środki słodzące, zarówno te pochodzenia naturalnego jak i syntetyczne, stanowią ciekawą alternatywę dla powszechnie stosowanej sacharozy, a ich odkrywanie i syntetyzowanie cieszy się dużym zainteresowaniem na całym świecie ze względu na potencjalne zastosowanie w przemyśle spożywczym, czego efektem może być wkrótce żywność dosładzana związkami o niskiej kaloryczności i bezpiecznymi dla zdrowia. Jednak nowe środki słodzące nie są jeszcze na tyle długo w użyciu, aby można z całą pewnością wnioskować o ich pełnym bezpieczeństwie dla ludzkiego zdrowia, warto więc po nie sięgać jako alternatywne rozwiązanie dla sacharozy, ale z umiarem.

Pomimo mnogości i dostępności różnorodnych środków słodzących racjonalnym rozwiązaniem jednak zdaje się nie całkowite zrezygnowanie z używania zwykłego cukru, lecz ograniczenie jego spożycia poprzez zróżnicowaną i dobrze zbilansowaną dietę.

Eskperymenty – identyfikacja cukrów

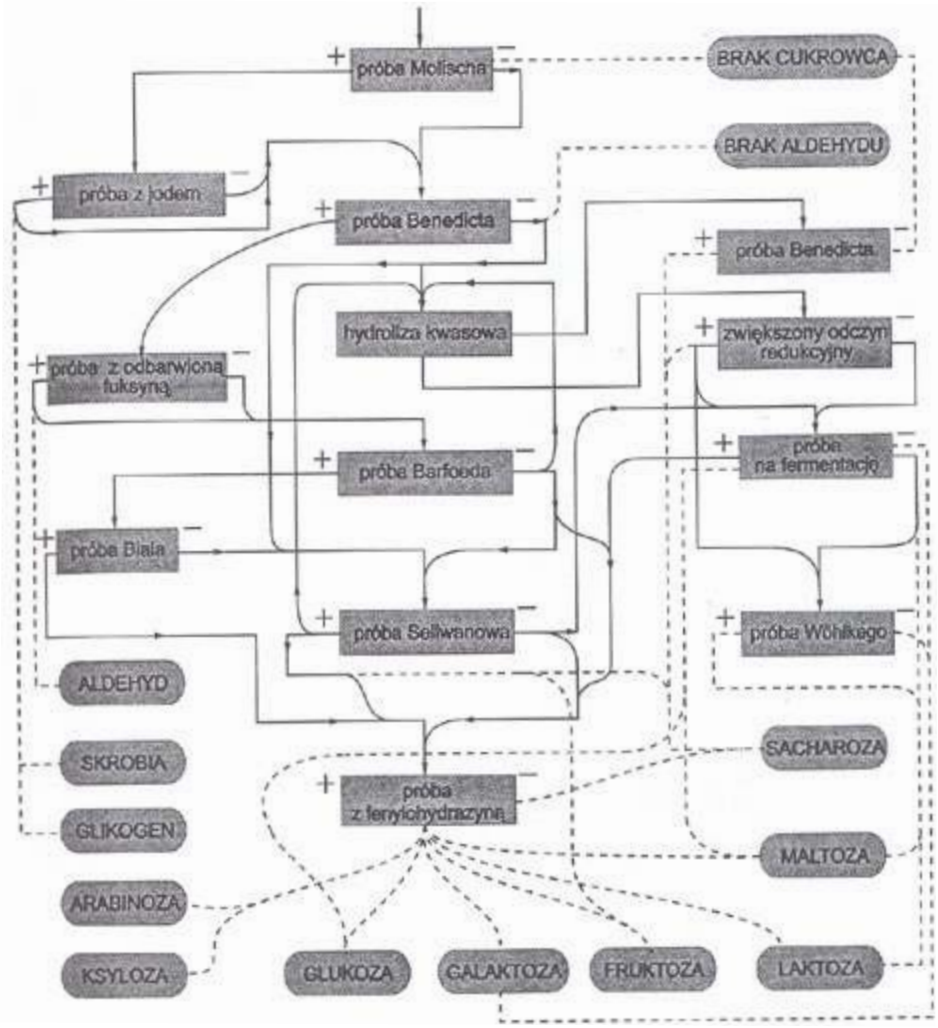
Cukry dzieli się na redukujące (wszystkie aldozy i niektóre ketozy) i nieredukujące. Cukry redukujące wykazują pozytywne wyniki próby z odczynnikiem Tollensa, Fehlinga i Benedicta. Niektóre testy dla diabetyków sprzedawane w aptekach do samodzielnego użytku wykorzystują test Benedicta, gdyż są w stanie wykryć stężenie rzędu 0,1% glukozy w moczu.

Na zamieszczonym schemacie przedstawiono tok analizy mającej na celu identyfikację cukrów bez potrzeby stosowania próby z fenylohydrazyną. Schemat ten nadaje się do identyfikacji cukrów w 65 zestawach jedno lub dwuskładnikowych (z wyjątkiem: zestawów: sacharoza + fruktoza, glukoza + fruktoza, skrobia + glikogen).

1. Próba Molischa

Jest to najbardziej ogólna reakcja na cukry, zarówno wolne jak i związane. Ujemny wynik oznacza brak obecności cukru, dodatni nie zawsze jest jej potwierdzeniem, bo podobną reakcję dają aldehydy, ketony i inne związki. Zasada próby polega na powstaniu czerwono-fioletowego zabarwienia w wyniku kondensacji pochodnych furfuralowych z α-naftolem.

Wykonanie: Do 1 ml roztworu cukru dodać 1-2 krople świeżo przyrządzonego 20% etanolowego roztworu α-naftolu. Po dokładnym zmieszaniu bardzo ostro|nie po ściance skośnie ustawionej probówki wprowadzić 1 mL stężonego kwasu siarkowego(VI) tak, aby była widoczna granica pomiędzy cieczami. W miejscu zetknięcia się obu cieczy powstaje czerwono-fioletowy pierścień. **Uwaga:** wystąpienie zielonego pierścienia jest niecharakterystyczne i pochodzi od zanieczyszczeń zawartych w odczynnikach.



Rysunek 9. Schemat analizy cukrów

eprasa.pl 6e9acfe919

Tabela 2. Ważniejsze reakcje charakterystyczne dla częściej występujących cukrów

Cukier	Molischa	Benedicta	Barfoeda	Seliwanowa	Biala	I_2	Wöhlkego	Fenylohydrazyną
glukoza	+	+	+	-	-	-	-	+
galaktoza	+	+	+	-	-	-	-	+
fruktoza	+	+	+	+	-	-	-	+
arabinoza	+	+	+	-	+	-	-	+
maltoza	+	+	-	-	-	-	+	+
laktoza	+	+	-	-	-	-	+	+
skrobia	+	-	-	-	-	+	-	-
glikogen	+	-	-	-	-	+	-	-
sacharoza	+	-	-	+	-	-	-	-

2. Próba Benedicta

Odczynnik Benedicta: Do 1 mL 1% wodnego roztworu $CuSO_4$ dodać 4 mL 10% wodnego roztworu cytrynianu sodu i 1 mL 10% Na_2CO_3. Jest to jedna z bardziej czułych prób, gdyż już stężenie 0,1% cukru redukującego powoduje zmianę barwy z niebieskiej na zieloną. Zielone zabarwienie jest wynikiem zmieszania pomarańczowej zawiesiny Cu_2O z niebieskim odczynnikiem.

Wykonanie: Do 5 mL odczynnika dodać 0,5 ml roztworu cukru i wstawić do wrzącej łaźni wodnej na 5 minut. W obecności glukozy, w zależności od jej ilości, powstaje zielone zabarwienie albo osad żółty, pomarańczowy lub czerwony.

3. Próba Wöhlkego

W czasie ogrzewania roztworu laktozy albo maltozy z amoniakiem w obecności KOH powstaje czerwone zabarwienie, natomiast w obecności glukozy i fruktozy pojawia się żółtobrązowe zabarwienie.

Wykonanie: Do 2 mL roztworu cukru dodać równą objętość stężonego roztworu amoniaku i 2 krople 3% roztworu KOH. Wstawić do wrzącej łaźni wodnej na kilka minut i obserwować powstające zabarwienie.

4. Próba Barfoeda

Odczynnik Barfoeda: 13,3 g krystalicznego octanu miedzi(II) rozpuścić w 200 mL H_2O. Po przesączeniu dodać 1,8 mL lodowatego kwasu octowego. Odróżnienie jednocukrów od dwucukrów redukujących ma miejsce na podstawie reakcji redukcji w środowisku lekko kwasowym. Monosachcarydy łatwo wykazują właściwości redukujące, natomiast dwucukry dopiero po dłuższym ogrzaniu, gdy zostanie rozerwane wiązanie glikozydowe.

Wykonanie: Do 5 mL odczynnika Barfoeda dodać około 1 mL roztworu cukru i wstawić do wrzącej łaźni wodnej na 3 minuty. Pojawia się czerwony osad Cu_2O w probówce z monosacharydem, a w probówkach z disacharydem dopiero po kilkunastu minutach ogrzewania.

5. Próba Biala

Próba pozwala na wykrycie pentoz.

Wykonanie: Do 2 mL 0,2% roztworu orcyny w 20% roztworze HCl dodać kroplę 1% roztworu chlorku żelaza(III) i 0,5 mL roztworu cukru. Wstawić do wrzącej łaźni wodnej na kilka minut. W przypadku obecności pentozy powstaje zielone zabarwienie.

6. Próba Seliwanowa

W reakcji tej barwny związek z rezorcyną tworzy hydroksymetylofurfural, powstający dużo łatwiej z ketoz niż z aldoz pod wpływem działania kwasu solnego. Próba ta pozwala na odróżnienie aldoz od ketoz, ponieważ tylko ketozy w obecności 3-krotnie rozcieńczonego roztworu kwasu solnego ulegają odwodnieniu w czasie ogrzewania w temp. 100°C przez 30 sekund.

Wykonanie: Do 1 mL roztworu badanego cukru dodać 2 mL roztworu HCl (rozcieńczonego 1:1) i 3 krople 2% etanolowego roztworu rezorcyny. Po zmieszaniu wstawić do wrzącej łaźni wodnej. W obecności ketozy w czasie 30 sekund powstaje czerwonołososiowe zabarwienie. Po dłuższym ogrzewaniu barwa czerwona może pojawić się także przy innych cukrach. Roztwory aldoz krótko ogrzewane nie ulegają zabarwieniu. Oprócz fruktozy dodatni odczyn wykazują sacharoza i inulina (cukry złożone), w których znajduje się cząsteczka fruktozy.

Uwaga: w przypadku dużej ilości fruktozy w próbie tej wypada osad, który jest rozpuszczalny w alkoholu amylowym i powstaje czerwone zabarwienie tego roztworu.

7. Próba z odbarwioną fuksyną

Roztwór fuksyny pod wpływem wodorosiarczanu(IV) sodu odbarwia się dzięki przyłączeniu do cząsteczki barwnika anionu HSO_3^- (sulfonowaniu centralnego atomu węgla). Dodanie do roztworu aldehydu powoduje ponowne zabarwienie roztworu, a w przypadku dodania roztworu glukozy zabarwienie nie występuje.

Wykonanie: Do kilku mL czerwonego roztworu fuksyny dodać $NaHSO_3$ w stanie stałym aż do odbarwienia.

eprasa.pl 6e9acfe919

Odbarwiony roztwór podzielić na 2 części, do pierwszej dodać parę kropli rozcieńczonej formaliny (występuje zabarwienie czerwone), a do drugiej roztwór cukru (zabarwienie nie występuje).

8. Próba z jodem

Próba służy do wykrywania skrobi. Gdy otrzymana od analizy próbka cukru nie rozpuszcza się na zimno w wodzie, to należy sporządzić kleik i poddać go analizie. W tym celu należy zagotować ok. 75 mL wody i w drugim naczyniu sporządzić zawiesinę otrzymanego cukru w zimnej wodzie. Następnie wlewać powoli do wrzątku ciągle mieszając. Gotować do całkowitego rozpuszczenia i otrzymania kleiku.

Wykonanie:

1) Do kilku mL kleiku skrobiowego dodać kroplę roztworu jodu w jodku potasu. Kleik skrobiowy nie może oddziaływać zasadowo. Powstaje niebieskie zabarwienie. Probówkę, w której powstaje niebieskie zabarwienie, ogrzać. Niebieskie zabarwienie znika. Po ochłodzeniu pod bieżącą wodą ponownie się pojawia.

2) Do 2 mL kleiku skrobiowego dodać kilka kropli 1M NaOH i kroplę roztworu jodu w KI. Zabarwienie nie powstaje. Po zakwaszeniu kwasem solnym barwa pojawia się.

Dr Joanna Kurek
Wydział Chemii Uniwersytetu Adama Mickiewicza

Literatura

[1] Mizerski W., Tablice chemiczne, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2003, 262 i 266.
[2] https://www.icho.edu.pl/nowe-syntetyczne-slodziki-i-inhibitory-slodkiego-smaku/
[3] https://www.doz.pl/czytelnia/a14111-Slodziki__dlaczego_sa_slodkie_i_jak_wplywaja_na_nasz_organizm
[4] Encyklopedia dla wszystkich – Chemia, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.
[5] Pregiel B., Wrzyszcz-Kowalczyk A., Piesiak-Pańczyszyn D.: Aktualne poglądy na temat substytutów cukru. Poradnik Stomatologiczny 2010; 10: 60-65.
[6] Codruta P., Mathe J.: Methanol poisoning risk of aspartanic containing cooling drinks consumers. The Journal of Preventive Medicine 2004; 12: 75-79.
[7] Piernas C., Ng S, Popkin B.: Trends in purchases and intake of foods and beverages containing caloric and low-calorie sweeteners over the last decade in the United States. Pediatric Obesity 2013, 8, 294-306.
[8] Stanowisko Polskiego Towarzystwa Badań nad Otyłością i Polskiego Towarzystwa Diabetologicznego w sprawie stosowania niskokalorycznych substancji słodzących. Praktyka Lekarska. Zeszyty specjalistyczne 2013, 6 (83).
[9] Rozporządzenie Parlamentu Europejskiego i Rady z dnia 16.12.2008 r. w sprawie dodatków do żywności. Dziennik Urzędowy Unii Europejskiej z dnia 31.12.2008 r.
[10] Reguła J, Kowalewska M: Zawartość aspartamu, acesulfamu K i sacharyny w produktach spożywanych przez osoby otyłe i chore na cukrzycę. Nauka Przyroda Technologie 2010, 4, 1-8.
[11] Myszkowska-Ryciak J., Harton A., Gajewska D., Bawa S., Środki słodzące w profilaktyce i leczeniu otyłości. Kosmos – Problemy Nauk Biologicznych 2010, 59, 365-374.
[12] Berner-Strzelczyk A, Kołodziejska J, Zgoda M. M: Poliole – Sorbitol i Ksylitol – kariogenne substytutu cukru. Bromat Chem Toksykol 2004, 37, 175-180.
[13] P. Kowalowski, M. Kowalowska, K. Stanowska, J. Burczyk, Natural sweeteners in the aspect of their permission for consumption in Poland and European Union countries. Postępy Fitoterapii 2004, 1, 4-9.
[14] Grupińska J. i inni., Korzyści i zagrożenia związane z konsumpcją naturalnych zamienników sacharozy, BROMAT. CHEM. TOKSYKOL. – XLVIII, 2015, 1, 1 – 10.
[15] Grembecka M., Ksylitol – rola w diecie oraz profilaktyce i terapii chorób człowieka, BROMAT. CHEM. TOKSYKOL. – XLVIII, 2015, 3, 340 – 343
[16] Yahia E. M., Guttierrez-Orozco F., Lucuma (*Pouteria lucuma* (Ruiz and Pav.) Kuntze), in Postharvest Biology and Technology of Tropical and Subtropical Fruits: Cocona to Mango, 2011.

Słodziki w napojach

Liczba produktów zawierających sztuczne słodziki wciąż rośnie. Kilka dekad temu były one kierowane do cukrzyków i osób, które muszą kontrolować poziom cukru we krwi. Obecnie produkty oznaczone „light" i „bez cukru" są dostępne wszędzie i dla każdego.

W Stanach Zjednoczonych w latach 1999-2004 wprowadzono na rynek ponad 6 tysięcy nowych produktów zawierających słodziki. Najczęściej znajdują się one w napojach gazowanych w wersji „light", ale też w napojach i nektarach owocowych, jogurtach, słodyczach, a nawet w żywności dla dzieci. W związku z rekomendowaniem słodzików jako sposobu na walkę z nadwagą spożycie napojów gazowanych „light" wzrosło z 3 procent w 1965 roku do 20 procent obecnie.

https://www.poradnikzdrowie.pl/diety-i-zywienie/odchudzanie/sztuczne-slodziki-zwiekszaja-apetyt-i-sprzyjaja-tyciu-aa-Leyw-KEJM-qAhB.html

eprasa.pl 6e9acfe919

Ten cukier coś kręci!

O aktywności optycznej sacharozy i zjawisku inwersji

Marek Ples

Każda substancja chemiczna – czy to prosta, czy złożona – posiada charakterystyczny dla siebie, jasno określony zestaw cech i właściwości. Przymioty te z jednej strony pozwalają na rozpoznawanie według nich i badanie wspomnianych ciał, a z drugiej mogą być wykorzystywane w określonych celach.

W artykułach publikowanych na łamach „Chemii w Szkole" wielokrotnie opisywałem interesujące właściwości bardziej i mniej znanych substancji. Przyznam, że sporą część z nich stanowiły doświadczenia oparte na wykorzystaniu nietypowych cech optycznych. Najczęściej były to efekty barwne spowodowane zachodzeniem reakcji chemicznych, ale także wpływem zróżnicowanych czynników fizycznych takich jak np. zmiany temperatury, przepływ prądu elektrycznego czy oświetlenie promieniowaniem ultrafioletowym [1][2][3]. Warto tutaj przytoczyć różnorodne reakcje chemiluminescencyjne, a także fluorescencję i fosforescencję. Wydaje się, że emisja światła zachodząca podczas takich zjawisk mogłaby znaleźć pewne zastosowania praktyczne i rzeczywiście tak się dzieje. Przykładem mogą być tutaj np. oświetlacze chemiczne i fosforyzujące znaki ewakuacyjne [4][5].

W niniejszym artykule chciałbym opisać fenomen oparty na oddziaływaniu światła z materią w nieco inny sposób niż w poprzednio wspomnianych przypadkach. Mowa będzie o prostych doświadczeniu ukazującym bardzo ciekawą cechę cukrów i innych związków chemicznych. Przed przystąpieniem do eksperymentów musimy jednak odświeżyć naszą wiedzę na temat podstaw fizycznych zjawiska będącego obiektem naszej uwagi.

Polaryzacja

Polaryzacją nazywamy cechę fali poprzecznej, która dotyczy relacji między kierunkiem drgań zaburzenia a kierunkiem jego rozprzestrzeniania się. W poprzecznej fali nie wykazującej polaryzacji oscylacje występują z jednakową amplitudą we wszystkich kierunkach prostopadłych do kierunku rozchodzenia się zaburzenia. Fala niespolaryzowana może być więc traktowana – jak się przekonamy za chwilę – jako suma fal spolaryzowanych w różnych kierunkach [6].

Zauważmy, że polaryzacja występuje wyłącznie dla takich rodzajów fal i takich warunków, w których oscylacje mogą odbywać się w różnych kierunkach prostopadłych do kierunku rozchodzenia się fali. Tak więc dla fal podłużnych, a także drgań rozchodzących się na granicy ośrodków o różnej gęstości (np. na powierzchni wody) nie ma fizycznego sensu rozpatrywanie zjawiska polaryzacji. Fale dźwiękowe jako podłużne nie dają się więc polaryzować, natomiast fale elektromagnetyczne jako poprzeczne – jak najbardziej. Polaryzacja światła widzialnego jest więc całkowicie możliwa.

W przypadku fali elektromagnetycznej możemy wyróżnić składowe: elektryczną i magnetyczną. W obecnych czasach przyjmuje się na potrzeby opisu, że polaryzację takiej fali określa się zawsze dla jej składowej elektrycznej.

W zależności od kierunku drgań zaburzenia wydzielamy wiele typów polaryzacji.

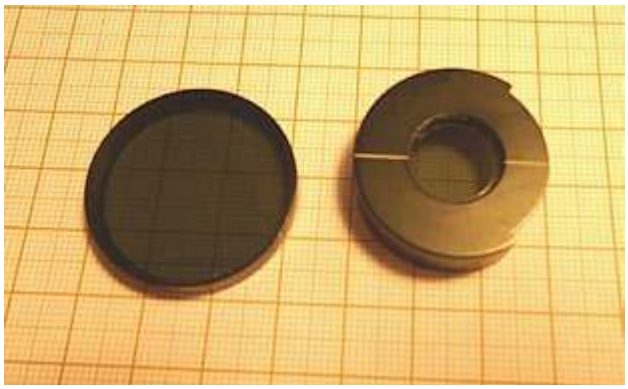
Z pewnych powodów za podstawowy – lub raczej zdefiniowany najbardziej ogólnie – typ warto uznać tzw. polaryzację **eliptyczną**. W takim przypadku rozchodzące się zaburzenie, określane wzdłuż kierunku ruchu fali, ma wartość i kierunek taki, że koniec wektora opisującego zaburzenie zatacza elipsę. Taką falę można uzyskać przez złożenie dwóch drgań o jednakowych częstotliwościach (ale różnych amplitudach), rozchodzących się w tym samym kierunku, spolaryzowanych liniowo w kierunkach wzajemnie prostopadłych i przesuniętych w fazie o odpowiedni kąt.

Dwa kolejne typy polaryzacji można uznać formalnie za szczególne przypadki polaryzacji eliptycznej.

W fali spolaryzowanej **liniowo** drgania odbywają się w jednej płaszczyźnie, która zawiera kierunek rozchodzenia się fali, natomiast w **kołowej** rozchodzące się zaburzenie określane wzdłuż kierunku ruchu fali ma zawsze taką samą wartość, ale jego kierunek się zmienia. Kierunek zmian jest taki, że w ustalonym punkcie przestrzeni koniec wektora opisującego zaburzenie zatacza okrąg w czasie jednego okresu fali.

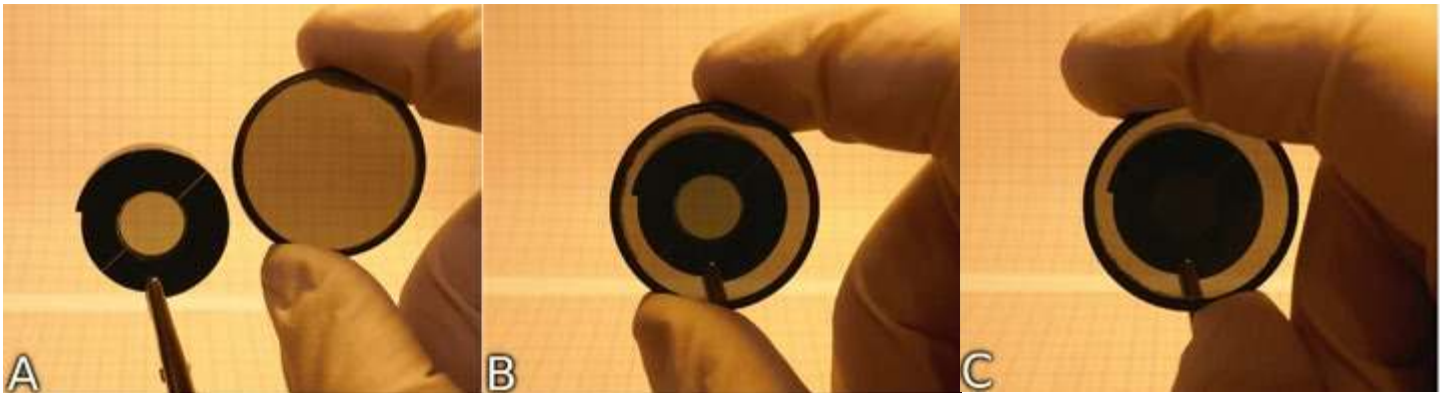
Dla uproszczenia w niniejszym opracowaniu będziemy się zajmować głównie przypadkami polaryzacji liniowej.

Nie każda fala – nawet jeśli jest to możliwe – jest spolaryzowana. Istnieją zjawiska, dzięki którym możemy



Fot. 1 – Polaryzatory wykorzystane w doświadczeniu

eprasa.pl 6e9acfe919



Fot. 2 – Polaryzatory; A – widok ogólny, B – kierunki polaryzacji równoległe, C – kierunki polaryzacji prostopadłe

wytworzyć falę spolaryzowaną, a także takie, które umożliwiają polaryzację fali, która uprzednio nie przejawiała tej właściwości. Przyrządy, przez które przepuszczając światło uzyskujemy falę spolaryzowaną nazywamy polaryzatorami i mogą one działać na podstawie różnorodnych zjawisk fizycznych, między innymi dwójłomności lub selektywnego pochłaniania – w tym ostatnim przypadku polaryzator jest nazywany często polaroidem [7].

W opisanych doświadczeniach wykorzystałem między innymi polaryzatory stosowane w mikroskopii (Fot. 1).

Z padającego światła polaryzator przepuszcza fale elektromagnetyczne, których wektor drgań pola elektrycznego leży w kierunku charakterystycznym dla danego przyrządu, dzięki czemu powstaje światło spolaryzowane (Fot. 2A). W ten sposób układ dwóch polaryzatorów o zgodnym kierunku polaryzacji pozwala na transmisję światła (Fot. 2B), a obróconych względem swoich płaszczyzn polaryzacji o kąt prosty zatrzymuje je (Fot. 2C).

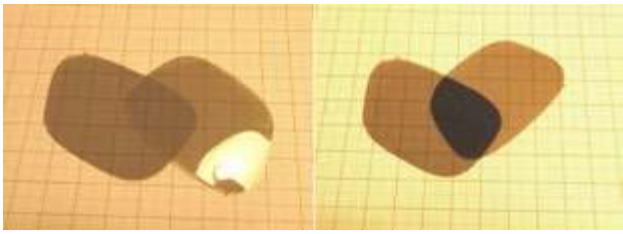
Zdaję sobie sprawę z tego, że nie każdy ma dostęp do przyrządów wykorzystywanych w mikroskopii lub fotografii. Nie jest to jednak w żadnym razie przeszkodą w wykonaniu opisywanych doświadczeń, ponieważ polaryzatory znajdują dziś zastosowanie w wielu dziedzinach, np. w konstrukcji wyświetlaczy ciekłokrystalicznych. Łatwym do wykorzystania źródłem polaryzatorów mogą być jednorazowe okulary wykorzystywane w kinach 3D (Fot. 3). Nie mogą być to jednak okulary stosowane w przestarzałym dziś systemie anaglifowym, tj. posiadające szkła o różnych barwach (np. niebieskiej i czerwonej), a właśnie okulary polaryzacyjne.

Takie okulary należy rozmontować uzyskując w ten sposób dwa fragmenty tworzywa sztucznego o właściwościach polaryzacyjnych, co potwierdza Fot. 4.

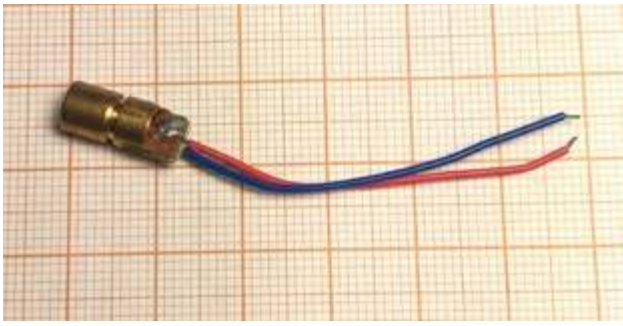
Nasze oczy – w przeciwieństwie do fotoreceptorów wielu zwierząt – nie są zwykle zdolne do dostrzegania polaryzacji światła. W sprzyjających warunkach większość ludzi potrafi jednak dostrzec przy oświetleniu światłem spolaryzowanym tzw. figurę (nazywaną też szczotką lub miotełkami) Haidingera [8].

Aby przeprowadzić doświadczenie potrzebujemy też odpowiedniego źródła światła. Proponuję wykorzystanie lasera półprzewodnikowego o dowolnej barwie światła – ja użyłem chyba najtańszego modułu czerwonego lasera LED (Fot. 5). Z powodzeniem można zastosować wskaźniki laserowe standardowo używane w czasie prezentacji multimedialnych lub innych.

Fot. 3 – Okulary polaryzacyjne wykorzystywane w kinowych systemach obrazu 3D



Fot. 4 – Polaroidy z okularów 3D, po lewej – kierunki polaryzacji równoległe, po prawej – prostopadłe



Fot. 5 – Półprzewodnikowy moduł laserowy wykorzystany w doświadczeniu

eprasa.pl 6e9acfe919

W dalszej części artykułu opiszę też wariant doświadczenia, w którym zamiast lasera można wykorzystać latarkę kieszonkową.

Doświadczenie

Ideę kryjącą się za doświadczeniem przedstawia schemat widoczny na Rys. 1.

Jak widać, zastosowany laser a wytwarza wiązkę światła b, która ulega polaryzacji w polaryzatorze c, a następnie po przejściu przez naczynie d z roztworem substancji badanej i drugi polaryzator e (nazywany też analizatorem) pada na ekran f.

Analizowaną substancją będzie roztwór sacharozy $C_{12}H_{22}O_{11}$, czyli zwykłego rafinowanego cukru spożywczego (białego). Należy go przygotować poprzez rozpuszczenie w ciepłej wodzie tyle cukru ile tylko się uda – roztwór powinien być więc nasycony. W razie gdyby ciecz okazała się mętna trzeba ją przesączyć. Jako naczynie na próbkę roztworu najlepszy byłby prostopadłościenny pojemnik ze szkła o równoległych ścianach (kuweta), ale z powodzeniem zastosowałem zwykłą zlewkę. Naczynie nie powinno być zbyt małe, ponieważ zależy nam na jak najdłuższej drodze światła przez roztwór. W każdym razie powinno być to co najmniej kilka centymetrów.

Układ zestawiony według schematu przedstawia Fot. 6.

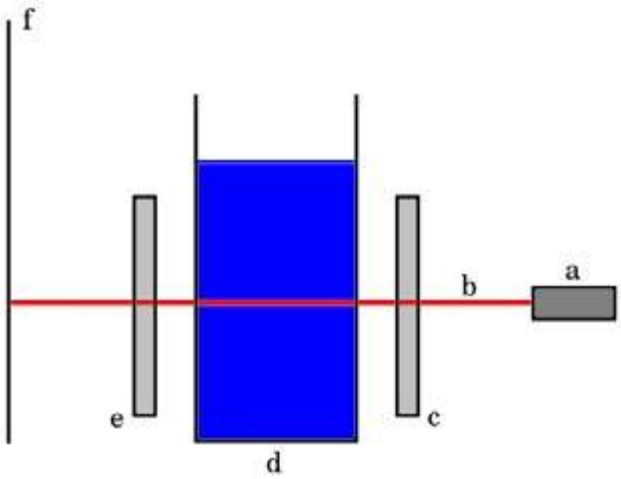
Jak widać, wiązka światła laserowego po przejściu przez oba polaryzatory pada na ekran. Układ polaryzatorów został umieszczony na mieszadle magnetycznym – jest to pomocne w celu uzyskania jednorodności roztworu wstawionego między polaryzatory, ale nie jest w żadnym razie konieczne.

Obracając jednym polaryzatorem możemy uzyskać zablokowanie wiązki światła i wygaszenie plamki na ekranie. Jeśli teraz pomiędzy polaryzatory wstawimy naczynie z roztworem sacharozy to zauważymy ciekawą rzecz: mimo prostopadłego ustawienia polaryzatorów pojawia się wtedy plamka światła na ekranie. Próba z czystą wodą potwierdza, że jest to cecha roztworu owego cukru, nie zaś samego rozpuszczalnika.

Usuwając następnie jeden z polaryzatorów z drogi światła i obracając drugim możemy się przekonać, że roztwór nie zachowuje się jak polaryzator, tj. nie polaryzuje przechodzącego światła w żadnym konkretnym kierunku. Warto więc wyciągnąć wniosek, że sacharoza ma zdolność do zmiany kierunku polaryzacji światła, które uprzednio uległo już polaryzacji – nazywamy to skrętnością lub aktywnością optyczną.

Przystępując do właściwego doświadczenia musimy **po wstawieniu między polaryzatory naczynia z roztworem** tak wyregulować układ, by wiązka została wygaszona – na ekranie nie obserwujemy więc plamki światła (Fot. 7). Przed dalszymi czynnościami warto sprawdzić, czy po usunięciu zlewki plamka zaczyna być widoczna.

Teraz zlewkę wraz z roztworem musimy ogrzać do temperatury kilkudziesięciu stopni (np. w łaźni wodnej), po czym szybko osuszyć zewnętrzne ścianki naczynia i wstawić z powrotem do układu doświadczalnego. Zaznaczę też, że wewnętrzne ścianki zlewki – przynajmniej na drodze wiązki światła – muszą być wolne od zanieczyszczeń i pęcherzyków gazu.



Rys. 1 – Schemat doświadczenia; opis w tekście

Po włączeniu delikatnego mieszania (nie powinny powstawać unoszące się w roztworze pęcherzyki powietrza, wir wodny nie może też przecinać wiązki światła) do wciąż ciepłego roztworu dodajemy kilka cm^3 stężonego kwasu solnego HCl. Można go ewentualnie zastąpić innym kwasem, ale nie jest wykluczone, że pociągnie to za sobą konieczność modyfikacji warunków doświadczenia. Pamiętajmy o zachowaniu ostrożności przy pracach z substancjami wykazującymi właściwości żrące.

Dla ułatwienia obserwacji warto na jej czas zaciemnić pomieszczenie.

Bezpośrednio po dodaniu kwasu i jego wymieszaniu nie zauważamy żadnych zmian. Ale już po pewnej chwili (zwykle od kilku sekund do kilku minut) ku naszemu zaskoczeniu na ekranie pojawia się punkcik świetlny, który staje się coraz jaśniejszy (Fot. 8). Jednocześnie sam roztwór nie przejawia żadnych zmian, które moglibyśmy dostrzec gołym okiem.

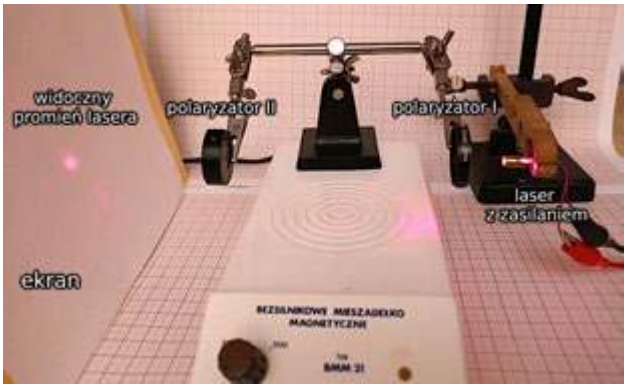
Jeśli podejrzewamy, że obserwowany fenomen jest efektem rozcieńczenia roztworu, to możemy wykonać próbę kontrolną zastępując kwas odpowiednią ilością wody destylowanej. Łatwo się jednak przekonamy, że nie wywołuje to żadnego efektu – oczywiście pod warunkiem, że nie rozcieńczymy przesadnie roztworu.

W razie braku lasera półprzewodnikowego doświadczenie można przeprowadzić w podobny sposób, ale z wykorzystaniem latarki kieszonkowej. Odpowiedni układ doświadczalny można zobaczyć na Fot. 9.

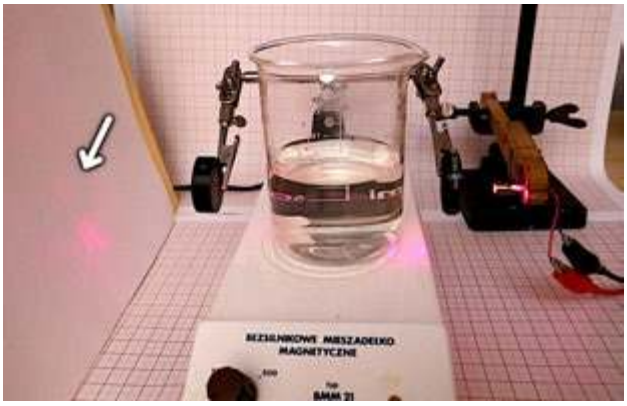
Konfiguracja doświadczenia pozostała właściwie taka sama, a wszelkie zmiany wystąpiły jedynie w szczegółach: laser został zastąpiony latarką (polaryzator I powinien całkowicie zasłaniać źródło światła), a obserwacje prowadzimy bezpośrednio gołym okiem lub przy pomocy ustawionego w jego miejscu aparatu fotograficznego.

Przy początkowym ustawieniu polaryzatorów tak, by w obecności próbki światło uległo wygaszeniu możemy

eprasa.pl 6e9acfe919



Fot. 6 – Układ doświadczalny



Fot. 7 – Zanik plamki świetlnej po wstawieniu naczynia z roztworem cukru (zaznaczono strzałką)

Fot. 8 – Uzyskany efekt; wiązka zaczyna przedostawać się przez układ, plamka widoczna na ekranie

Fot. 9 – Doświadczenie z wykorzystaniem latarki i aparatu fotograficznego

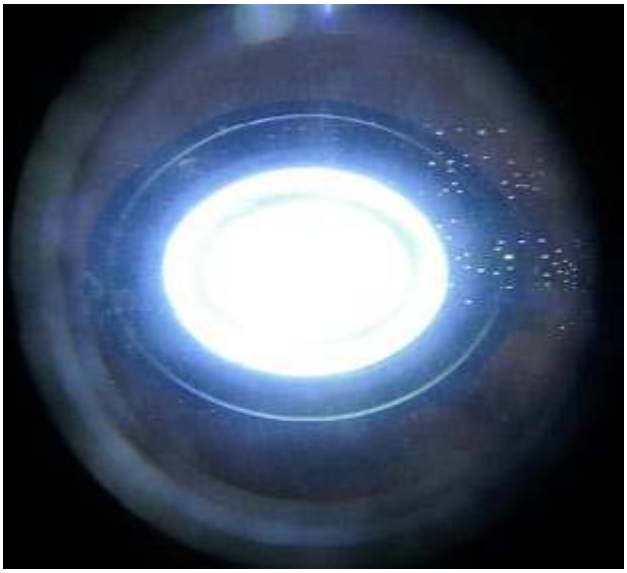
wtedy spodziewać się obrazu analogicznego do widzianego na Fot. 10.

Widoczny obraz jest prawie całkowicie ciemny, a jaśniejsze punkciki to diody LED będące źródłem światła w latarce (większe) i zdepolaryzowane światło rozproszone na zanieczyszczeniach znajdujących się na powierzchni samych polaryzatorów, na ścianach naczynia, a także zawieszonych w roztworze (mniejsze).

Po podgrzaniu roztworu i dodaniu kwasu w ten sam sposób jak przy poprzedniej wersji doświadczenia, możemy zauważać rozjaśnianie się obrazu. Przez układ przedostaje się wtedy coraz więcej światła i widok przyjmuje zdecydowanie odmienną postać w stosunku do widzianego poprzednio (Fot. 11).

W obu doświadczeniach udało się uzyskać podobny efekt: zmianę kierunku polaryzacji światła biegnącego przez roztwór. Jaki jest jednak powód tego stanu rzeczy?

Fot. 10 – Widok początkowy



Fot. 11 – Widok końcowy

eprasa.pl 6e9acfe919

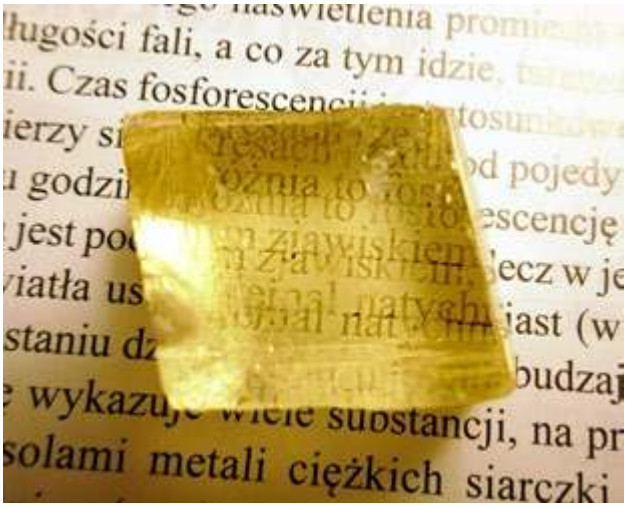
Wyjaśnienie

Aktywność lub skręcalność optyczna, nazywana też czynnością optyczną jest właściwością niektórych związków chemicznych i polega na wykazywaniu przez nie zdolności do skręcania płaszczyzny polaryzacji światła uprzednio spolaryzowanego. Skręcalność optyczna należy do klasy zjawisk związanych z dwójłomnością, definiowaną jako zdolność określonych ośrodków optycznych m.in. do podwójnego załamywania światła, a tym samym rozdwajania promienia świetlnego. Do substancji dwójłomnych należy przykładowo kalcyt będący naturalną, krystaliczną postacią węglanu wapnia $CaCO_3$ [9]. Najłatwiej to zauważyć w przypadku wielkokrystalicznej odmiany kalcytu, czyli tzw. szpatu islandzkiego występującego w formie romboedrów (Fot. 12).

Obraz widziany poprzez szpat jest rozdwojony – jeśli będziemy obserwować go poprzez polaryzator, to z łatwością stwierdzimy, że światło przechodzące przez kryształ ulega w tym przypadku polaryzacji.

Skręcenie płaszczyzny polaryzacji wywołane jest oddziaływaniem światła z cząsteczkami substancji wykazującej aktywność optyczną. Obecnie znamy wiele substancji chemicznych – zarówno krystalicznych, bezpostaciowych, jak i w formie roztworów – wykazujących naturalną zdolność skręcania płaszczyzny polaryzacji. Kąt skręcenia tej płaszczyzny jest cechą charakterystyczną dla danej substancji [10].

Miarą tej wielkości jest skręcalność właściwa, będąca stosunkiem kąta skręcenia płaszczyzny polaryzacji do długości drogi światła pokonanej w rozpatrywanym ośrodku. Wynika z tego, że właściwie jednostką skręcalności powinna być jednostka kątowa na metr, ale tradycyjnie przyjmuje się, że droga optyczna dla płynów wynosi 10 cm, natomiast dla ciał stałych 1 mm – wystarczy więc wskazać substancję jakiej dotyczy pomiar i wartość kąta skręcenia płaszczyzny. Skręcalność właściwą roztworów definiuje się nieco inaczej, ponieważ ma na nią wpływ m.in. stężenie, temperatura czy rodzaj wykorzystanego rozpuszczalnika.



Fot. 12 – Dwójłomność szpatu islandzkiego (ze zbiorów autora)

Warunkiem koniecznym występowania aktywności optycznej cząsteczek jest ich chiralność, czyli istnienie w formie dwóch enancjomerów, będących parami nienakładalnych na siebie form cząsteczek chemicznych, które są wzajemnymi odbiciami lustrzanymi [11]. Trzeba jednak zaznaczyć, że nie wszystkie cząsteczki wykazujące chiralność są aktywne optycznie. Aby ją przejawiać w zauważalnym stopniu, rozpatrywane cząsteczki chiralne muszą posiadać silnie spolaryzowane wiązania chemiczne położone blisko centrum chiralności lub posiadać przy tym centrum podstawniki o wyraźnie różnych właściwościach.

Skręcalność optyczną wykazują liczne związki organiczne i nieorganiczne. Większość cząsteczek substancji aktywnych optycznie ma najczęściej jeden lub więcej atomów, do których są przyłączone co najmniej trzy różne podstawniki nie leżące na jednej płaszczyźnie – są to właśnie wspomniane wcześniej centra chiralności. Istnieją jednak wyjątki od tej reguły, tj. cząsteczki nie posiadające centrów chiralności, a wykazujące chiralność na skutek budowy przestrzennej w formie spiralnej lub posiadające w swojej strukturze pewne ugrupowania cykliczne.

W przypadku związków organicznych, rolę centrów chiralności pełnią najczęściej atomy węgla, które mogą wiązać cztery różne podstawniki. Wzajemne ustawienie tych podstawników względem siebie w przestrzeni jest nazywane konfiguracją absolutną. Konfigurację tę oznacza się literami R i S stawianymi przed systematyczną nazwą związku i może być ona określona bezpośrednio jedynie w wyniku badań metodą rentgenografii strukturalnej. Istnieje też metoda pośrednia, na drodze syntezy asymetrycznej z substratów o wcześniej ustalonej konfiguracji absolutnej. Zasady ustalania tej konfiguracji są jednoznaczne, dzięki czemu można z samej nazwy związku odtworzyć dokładnie jego konfigurację przestrzenną [12].

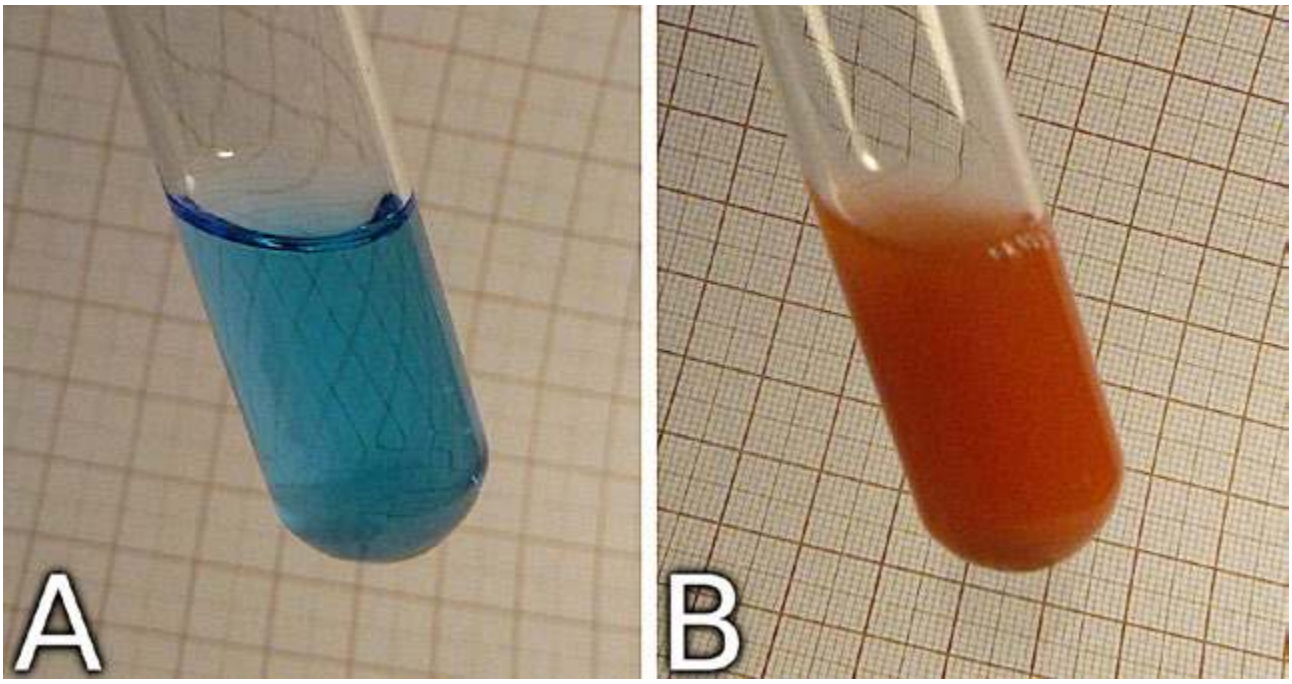
Powszechnie wykorzystywane w biochemii oznaczanie typów enancjomerów jako form (+) i (–) wynika bezpośrednio z tego, jak skręcają one płaszczyznę polaryzacji monochromatycznego światła spolaryzowanego o długości odpowiadającej tzw. pierwszej linii sodowej (λ = 589 nm) i nie mówi ono bezpośrednio nic o konfiguracji absolutnej. Enancjomery (+) skręcają płaszczyznę polaryzacji światła w prawo, zaś (–) w lewo.

Mieszanina dwóch enancjomerów w równym stosunku molowym jest nazywana mieszaniną racemiczną lub racematem i jej skręcalność optyczna wynosi zero, ponieważ formy (+) i (–) skręcają płaszczyznę polaryzacji światła zawsze o taki sam kąt, ale w przeciwną stronę.

Chiralne związki organiczne produkowane przez organizmy żywe istnieją tylko w postaci jednego z dwóch możliwych enancjomerów. Możemy stąd wysnuć wniosek, że enancjomery – mimo takiego samego składu i podobnej budowy przestrzennej – posiadają znacząco różne działanie biologiczne.

Wykorzystana przez nas w doświadczeniu sacharoza jest dwucukrem wykazującym aktywność optyczną, a jej skręcalność właściwa wynosi +66,5°. Mogliśmy to zaobserwować w pierwszej części doświadczenia, kiedy

eprasa.pl 6e9acfe919



Fot. 13 – Wynik próby Fehlinga; A – roztwór sacharozy, B – roztwór po reakcji hydrolizy

obecność naczynia z jej roztworem wpływała na kąt, pod jakim trzeba było ustawić wzajemnie polaryzatory, żeby uzyskać wygaszenie plamki świetlnej na ekranie.

Sacharoza w roztworze wodnym pod wpływem różnorodnych czynników, między innymi podwyższonej temperatury i środowiska o odczynie kwaśnym, ulega hydrolizie w myśl równania reakcji:

$$\underset{\text{(sacharoza)}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \rightarrow \underset{\text{(glukoza)}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{(fruktoza)}}{C_6H_{12}O_6}$$

W ten sposób cząsteczka sacharozy rozpada się na dwie składowe cząsteczki cukrów prostych: glukozę i fruktozę, które także są aktywne optycznie, ale kąt skręcenia płaszczyzny polaryzacji jest w ich przypadku znacząco różny od tego kąta dla substancji wyjściowej. Wartości skręcalności właściwej dla glukozy i fruktozy wynoszą odpowiednio: +52,7° i −92,4°. Na skutek zachodzenia reakcji kąt skręcania płaszczyzny światła spolaryzowanego stopniowo zmniejsza się, następnie przechodzi przez zero i w końcu zmienia znak na przeciwny. Jako że całkowite wygaszenie promieniowania przechodzącego przez układ doświadczalny było możliwe tylko dla konkretnego wzajemnego ustawienia płaszczyzn polaryzacji polaryzatorów i początkowej wartości skręcalności optycznej roztworu, to w wyniku zmian tej ostatniej wartości mogliśmy zaobserwować stopniowy wzrost intensywności światła docierającego do ekranu.

Aby się upewnić, że w czasie reakcji rzeczywiście dochodzi do rozkładu sacharozy do mieszaniny glukozy i fruktozy możemy wykonać prostą reakcję analityczną. Wykorzystamy w tym celu reakcję Fehlinga [13]. Odczynnik Fehlinga jest błękitną cieczą i zawiera jony miedzi(II) Cu^{2+} skompleksowane dzięki dodatkowi winianu potasu sodu $NaKC_4H_4O_6$.

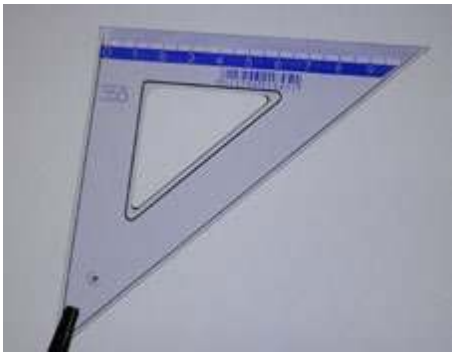
Chcąc przeprowadzić próbę Fehlinga musimy do dwóch probówek wprowadzić porcję odczynnika, a następnie do pierwszej z nich odrobinę roztworu wyjściowego, natomiast do drugiej roztworu po reakcji (po uprzednim zobojętnieniu kwasu). Oba naczynia trzeba następnie ogrzać do zagotowania cieczy, oczywiście po umieszczeniu w nich zarodków wrzenia. Wynik próby przedstawia Fot. 13.

Roztwór wyjściowy nie spowodował zmiany barwy odczynnika – wynik próby jest więc negatywny, co wskazuje na brak właściwości redukujących (Fot. 13A). Możemy to traktować jako potwierdzenie występowania w tym roztworze jedynie sacharozy. Próbka zawierająca roztwór poreakcyjny zmieniła natomiast barwę na ceglastoczerwoną, co świadczy o właściwościach redukujących wykazywanych przez produkty hydrolizy sacharozy, a więc glukozę i fruktozę.

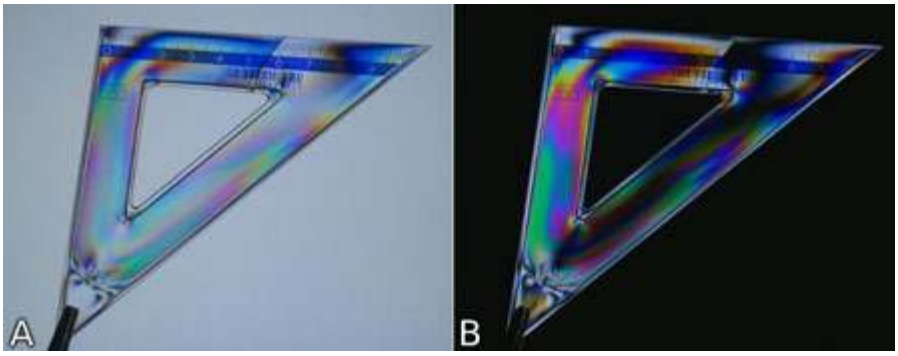
Uzyskany przez nas produkt hydrolizy sacharozy na mieszaninę glukozy i fruktozy jest nazywany w przemyśle cukrem inwertowanym lub syropem cukru inwertowanego, ponieważ w czasie jego wytwarzania – jak mogliśmy się przekonać – dochodzi do zmiany kierunku skręcenia płaszczyzny polaryzacji światła przechodzącego przez roztwór, czyli właśnie inwersji. W naszym przypadku do rozkładu cukru w środowisku wodnym doszło dzięki niskiemu pH roztworu. Proces ten zachodzi jednak także przy udziale inwertazy, czyli charakterystycznego enzymu wytwarzanego m.in. przez pszczoły – nie dziwi więc fakt, że mieszanina glukozy i fruktozy jest głównym składnikiem miodu [14]. Cukier inwertowany stanowi jedną z ważniejszych substancji słodzących wykorzystywanych w przemyśle.

Przyrząd optyczny służący do określania skręcalności właściwej substancji aktywnych optycznie nazywamy polarymetrem. Ponieważ aktywność optyczna roztworu

eprasa.pl 6e9acfe919



Fot. 14 – Ekierka w świetle naturalnym



Fot. 15 – Ekierka w świetle spolaryzowanym, A – zgodne (równoległe) ustawienie polaryzatorów, B – prostopadłe ustawienie polaryzatorów

zależy od koncentracji substancji w nim rozpuszczonej, to po odpowiednim wyskalowaniu polarymetr może służyć bezpośrednio do pomiaru stężenia tej substancji. Przykładem takiego rozwiązania jest sacharymetr umożliwiający pomiar stężenia sacharozy.

Kolejnym praktycznym sposobem wykorzystania zjawiska aktywności optycznej jest obrazowanie naprężeń wewnątrz materiałów. Weźmy na przykład jakiś przedmiot wykonany z przejrzystego tworzywa sztucznego, np. ekierkę. W świetle niespolaryzowanym, czyli przy obserwacji gołym okiem nie zauważymy w tym przypadku niczego szczególnego (Fot. 14).

Spróbujmy teraz umieścić ten sam przedmiot pomiędzy dwoma polaryzatorami. Warto wypróbować różne ustawienia polaryzatorów: z równoległymi kierunkami polaryzacji (Fot. 15A) i prostopadłymi (Fot. 15B), a także pośrednie.

Kąt o jaki zostaje skręcona płaszczyzna polaryzacji zależy od naprężeń w materiale, a także od długości fali światła spolaryzowanego. Efektem jest występowanie tzw. izochrom, czyli prążków interferencyjnych przebiegających przez punkty ciała, w którym różnica naprężeń głównych jest stała. Tym sposobem wchodzimy na trop elastooptyki. Nazwą tą określa się cały zespół metod doświadczalnych służących badaniu stanu naprężeń i odkształceń w normalnie izotropowych ciałach bezpostaciowych, które pod obciążeniem nabierają właściwości anizotropowych, co może przejawiać się między innymi wystąpieniem dwójłomności i efektów z nią związanych.

Występowanie naprężeń lub ich nieprawidłowy rozkład może być powodem uszkodzeń lub zmniejszenia trwałości różnego rodzaju elementów. Obserwacja w świetle spolaryzowanym dzięki zjawisku aktywności optycznej stanowi więc doskonały sposób na obserwację i analizę takich wad, a także ich eliminację.

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

Wszystkie fotografie i rysunki zostały wykonane przez autora.

Autor chciałby podziękować Patrykowi Kwapieniowi za inspirację do przeprowadzenia opisanych doświadczeń.

Literatura:

[1] Ples M., *Żółto i niebiesko – barwnik elektrochromowy*, Chemia w Szkole, 5 (2017), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 46-50
[2] Ples M., *Kolor temperatury*, Chemia w Szkole, 2 (2018), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 43-48
[3] Ples M., *Pulsujące światło – chemiluminescencyjne oscylacje*, Chemia w Szkole, 3 (2019), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 44-48
[4] Ples M., *Błękitna poświata. Synteza i chemiluminescencja związku Grignarda*, Chemia w Szkole, 6 (2017), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 14-17
[5] Ples M., *Świecący cukierek – fosforyzujące układy organiczne*, Chemia w Szkole, 6 (2019), Agencja AS Józef Szewczyk, str. 14-17
[6] Feynman R. Ph., Leighton R. B., Sands M., *Feynmana wykłady z fizyki*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 2009
[7] Brosseau C., *Fundamentals of polarized light. A statistical optics approach*, Wiley, 1998
[8] Misson G. P., *Form and behaviour of Haidinger's brushes*, Ophthalmic and Physiological Optics, 13 (4), 1993, str. 392-396
[9] Miers, H. A., *Mineralogy: an introduction to the scientific study of minerals*, Nabu Press., 2010, str.128.
[10] Jóźwiak Z., Bartosz G., *Biofizyka. Wybrane zagadnienia wraz z ćwiczeniami*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 2005
[11] McNaught A. D., Wilkinson A., *Compendium of Chemical Terminology (Gold Book)*, Blackwell Scientific Publications, Oxford, 1997
[12] Morrison R. T., Boyd R. N., *Chemia organiczna*, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, Warszawa, 1985, str. 170-173
[13] von Fehling H., *Die quantitative Bestimmung von Zucker und Stärkmehl mittelst Kupfervitriol*, Annalen der Chemie und Pharmacie, 72, 1849, str. 106-113
[14] Morrison R. T., Boyd R. N., *Chemia organiczna*, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, Warszawa, 1985, str. 342

Nanomateriały pod mikroskopem

Centrum Mikroskopowego Badania Materii powstanie na terenie chorzowskiego kampusu Uniwersytetu Śląskiego. Ma to być miejsce łączące prowadzone w regionie badania m.in. nad nanomateriałami.

Jak poinformowało biuro prasowe UŚ, przedsięwzięcie „obejmuje budowę nowego obiektu i zakłada wyposażenie go w kilka nowoczesnych mikroskopów elektronowych umożliwiających korelacyjne badania materii, w tym transmisyjny mikroskop kriogeniczny i mikroskopy skaningowe sprzężone z technikami spektroskopowymi oraz mikroskop konfokalny i sił atomowych".

Stworzenie takiego centrum kompetencji wyspecjalizowanego w obszarze mikroskopowych badań „materii miękkiej" ma doprowadzić do konsolidacji i rozwoju badań prowadzonych w regionie m.in. nad fizykochemicznymi właściwościami nowoczesnych materiałów i nanomateriałów znajdujących zastosowanie m.in. w medycynie, farmacji, lotnictwie, motoryzacji.

PAP – Nauka w Polsce

eprasa.pl 6e9acfe919

Najlżejszy metal

W środę 9 października 2019 roku Królewska Szwedzka Akademia Nauk po raz 111 przyznała wyróżnienie w dziedzinie chemii. Złote medale, dyplomy oraz 9 milionów koron szwedzkich do podziału otrzymali John Goodenough, Stanley Whittingham i Akira Yoshino. W przeciwieństwie do wielu innych werdyktów, ten nie wzbudził kontrowersji, a jego uzasadnienie było krótkie i zrozumiałe nawet dla laików: za prace nad rozwojem baterii litowo-jonowych (*for the development of lithium-ion batteries*). [1]

Iwona Orlińska
Krzysztof Orliński

W artykule nie chcemy omawiać historii rozwoju ogniw opartych na licie (które bez wątpienia wniosły wielki wkład w to, jak obecnie wygląda nasza cywilizacja), lecz zająć się metalem, bez których one by nie powstały. Chemiczny Nobel 2019 to dobra okazja, aby wykonać kilka doświadczeń z litem i związkami tego metalu. Nie trzeba nawet kupować jego preparatów – lit w naszym otoczeniu jest wprost na wyciągnięcie ręki.

Odkrywca litu – Johann August Arfvedson (1792–1841). Licencja Wikimedia Commons.

Historia ...

Lit to jeden z najstarszych pierwiastków we Wszechświecie. Powstał krótko po Big Bangu wraz z wodorem, helem, berylem i borem, gdy temperatura spadła na tyle, że utworzonym jądrom nie groził już rozpad (była to pierwotna nukleosynteza). Nadal jest też produkowany we wnętrzach gwiazd, ale ponieważ dość łatwo wchodzi w reakcje z protonami, w Kosmosie są tylko śladowe jego ilości. Litu jest znacznie mniej niż wielu cięższych pierwiastków, co stanowi ewenement (zwykle pierwiastki o większej liczbie atomowej są słabiej rozpowszechnione od posiadających mniej protonów w jądrze). [2]

Lit na Ziemi to z kolei pierwiastek o średnim rozpowszechnieniu. Powierzchniowa warstwa skorupy ziemskiej wraz z oceanami i atmosferą zawiera około 0,0065 % masowych tego metalu. Choć udział procentowy litu nie wydaje się duży, zapewnia mu to 26. miejsce na liście zawartości pierwiastków (jest go prawie tyle co azotu i więcej niż cynku czy cyny). [3]

Organizmy żywe również wbudowały lit w swoje struktury. Co prawda nie znamy jeszcze dokładnie jego roli w szlakach metabolicznych, ale uważa się, że jest on mikroelementem korzystnie wpływającym na układ nerwowy.

Ludzie dowiedzieli się o istnieniu litu dwa wieki temu, w roku 1817. **Johann August Arfvedson**, 25-letni uczeń sławnego Berzeliusa, badał w laboratorium swojego mistrza minerał petalit odkryty w roku 1800 na szwedzkiej wysepce niedaleko Sztokholmu. Student stwierdził, że petalit jest glinokrzemianem, czyli należy do szerokiej grupy minerałów składających się z glinu, krzemu i tlenu, którym zwykle towarzyszy lekki metal, np. sód, potas czy wapń. Analiza wskazywała na obecność sodu, ale nie zgadzała się masa atomowa pierwiastka. Była ona około trzy razy mniejsza niż powinna być, gdyby sód rzeczywiście wchodził w skład minerału (masa atomowa sodu wynosi 23 jednostki, litu – 7 jednostek). Opierając się na wynikach analiz Arfvedsona, Berzelius stwierdził, że odkryto nowy pierwiastek i nadał mu nazwę **lit** (gr. *lithos* = kamień). Taki wybór podkreślał, że choć lit jest podobny do znanych już sodu i potasu, to wydzielono go z minerałów, nie zaś ze świata ożywionego. Arfvedson znalazł lit również w innych minerałach, co potwierdzało prawdziwość nazwy. Wydzielenie czystego, metalicznego litu (przez elektrolizę jego chlorku) udało się dopiero Robertowi Bunsenowi i Augustusowi Matthiessenowi w roku 1855. [4]

... i współczesność litu.

Metaliczny lit, podobnie do sodu i potasu, jest otrzymywany wspomnianą wyżej metodą – przez elektrolizę stopionego chlorku. Ten zaś związek to efekt przerobu minerałów zawierających lit oraz wód niektórych źródeł solankowych. Światowa produkcja litu w roku 2018 wyniosła 85 tys. ton, a głównym dostawcą jest Australia. [5]

Najwięcej związków litu zużywa przemysł szklarski i ceramiczny, gdzie tlenek i węglan są składnikami szkieł żaroodpornych oraz powłok na ceramikę. Sole kwasów

eprasa.pl 6e9acfe919

Akumulator litowo-jonowy. Za prace nad jego konstrukcją przyznano Nagrodę Nobla z chemii w roku 2019.

tłuszczowych litu (np. stearynian litu, czyli mydło litowe) to składniki smarów pracujących w szerokim zakresie temperatur (w tym i ujemnych). Węglan litu jest zaś najstarszym stosowanym do dziś specyfikiem w leczeniu zaburzeń natury psychicznej, stabilizującym pracę układu nerwowego. Stąd też bierze się popularność niektórych wód mineralnych działających kojąco na system nerwowy, np. w słynnych czeskich Karlowych Warach.

Metaliczny lit po raz pierwszy znalazł zastosowanie jako dodatek podnoszący wytrzymałość stopów glinu, ołowiu i magnezu. Lit łatwo łączy się z wodorem tworząc wodorek LiH. Ponieważ w reakcji z wodą związek ten wydziela wodór, można go stosować do magazynowania najlżejszego gazu. Podczas II wojny światowej wodorek litu służył do szybkiego napełniania nim kamizelek ratunkowych marynarzy i lotników. [6]

Jeden z izotopów litu ^{6}Li bombardowany neutronami łatwo tworzy tryt ^{3}H, niezbędny do przeprowadzenia syntezy termojądrowej. W temperaturze milionów stopni i pod wpływem ogromnego ciśnienia, tryt łączy się z deuterem ^{2}H wyzwalając gigantyczne ilości energii. Dotychczas udało się przeprowadzić ten proces tylko w sposób niekontrolowany, podczas wybuchu bomby termonuklearnej, a zapalnikiem, dostarczającym neutronów i zapewniającym odpowiednie warunki reakcji, był wybuch zwykłej bomby atomowej. Drugi z izotopów ^{7}Li z kolei bardzo słabo pochłania neutrony, co powoduje, że używa się go (jako metalu lub roztworu związków) w roli czynnika chłodzącego w reaktorach. Nuklid ^{7}Li jest produktem ubocznym procesu rozdzielania izotopów litu. [7]

Obecnie coraz więcej litu zużywane jest do produkcji ogniw litowych: począwszy od małych układów do zasilania zegarków czy elektroniki, poprzez ładowalne akumulatory do telefonów komórkowych i laptopów, a skończywszy na akumulatorach w samochodach elektrycznych, np. słynnej „kosmicznej" Tesli Roadster. Ogniwa litowe są znacznie trwalsze i – ze względu na niewielką masę litu – gromadzą więcej energii w jednostce masy niż w przypadku konstrukcji opartych na innych metalach. Nie będzie przesadą stwierdzenie, że to właśnie dzięki ogniwom litowym świat w dużej mierze uniezależnił się od kabli zasilających i stał bardziej mobilny, a trend ten będzie się tylko zwiększał. Zauważyło to również gremium przyznające Nagrodę Nobla, stąd jego ubiegłoroczny werdykt.

Portret litu

Lit jest pierwszym w układzie okresowym metalem o liczbie atomowej równej 3 i masie wynoszącej 6,94 u (w tablicach podaje się zakres wartości 6,938-6,997 [8], co jest spowodowane wyodrębnieniem z naturalnego litu jego lżejszego izotopu, na skutek czego preparaty dostępne w sprzedaży mają zróżnicowane masy atomowe). Gęstość litu jest prawie dwukrotnie mniejsza niż gęstość wody i wynosi 0,532 g/cm^{3} (tyle, ile lekkie drewno). Lit pływa więc po wodzie (dopóki z nią nie przereaguje), ale też po powierzchni cieczy organicznych stosowanych do ochrony sodu i potasu przed utlenianiem, stąd też przechowuje się go w zalutowanych puszkach, pod warstwą wazeliny albo skrzepłej parafiny. Lit topi się w temperaturze około 180°C, a wrze w 1340°C (co umożliwia zastosowanie go jako cieczy chłodzącej; wartości te są najwyższe w całej grupie 1). Naturalny lit jest mieszaniną dwóch izotopów: ^{6}Li (zawartość wynosi 7,5 %) oraz ^{7}Li (92,5 %). Wygląd litu nie odbiega od wyglądu innych metali – jest srebrzystoszary. Lit jest miękki i daje się kroić nożem. [2]

Lit jest czołowym pierwiastkiem grupy litowców (należy pamiętać, że wodór został dosyć sztucznie włączony do grupy 1, a jego właściwości odbiegają od wykazywanych przez metale alkaliczne). Własności litu są podobne do

Deuterek litu w akcji – eksplozja bomby termojądrowej Castle Bravo na atolu Bikini (1954). Licencja Wikimedia Commons.

eprasa.pl 6e9acfe919

cięższych pierwiastków grupy: jego powierzchnia szybko ciemnieje na powietrzu, metal reaguje z wodą i wieloma niemetalami. Aktywność chemiczna jest jednak mniejsza niż u pozostałych litowców, np. reakcja z wodą przebiega spokojnie, bez zapalenia powstającego wodoru. Podczas spalania litu powstaje zwykły tlenek Li_2O ze śladową tylko domieszką nadtlenku, co różni go od innych litowców, które w tych warunkach tworzą nadtlenki i ponadtlenki. Lit ma najmniejsze rozmiary atomu i jonu oraz największą elektroujemność wśród litowców (pomijając wodór). Kation litu jest mocną zasadą i jego sole nie hydrolizują w wodzie. Jon jest bezbarwny i tworzy bezbarwne sole (o ile anion nie jest zabarwiony). Ze względu na małe rozmiary kation litu wykazuje silne działanie polaryzujące na aniony, co powoduje, że jego sole mają najmniejszy udział wiązania jonowego wśród metali alkalicznych, a sam kation najchętniej wchodzi w skład kompleksów. W przeciwieństwie do większości soli pozostałych litowców, sole litu krystalizują w postaci uwodnionej, a kation tworzy nawet słabe kompleksy z EDTA. [6, 9]

Lit od cięższych litowców odróżnia także ograniczona rozpuszczalność niektórych soli, np. węglanu, fluorku czy fosforanu. Takie zachowanie zbliża go do magnezu z grupy 2. Nie jest to jednak ewenement, lecz fragment zależności powszechnej w układzie okresowym. Nosi ona nazwę **reguły diagonalnego podobieństwa** i głosi, że własności czołowego pierwiastka grupy są zbliżone do własności pierwiastka leżącego w następnej grupie na drugim miejscu („po przekątnej", o jedną „kratkę" w prawo i w dół w tablicy układu). I tak: lit jest podobny do magnezu, beryl do glinu (rozpatrujemy podobieństwo w „dużych" grupach), a bor do krzemu. Podobieństwa własności kationów litu i magnezu dowiedziemy wykonując odpowiednie próby. Lit ponadto, tak jak magnez, dosyć łatwo tworzy azotek. Wiązanie metal-węgiel w związkach litoorganicznych nie jest jonowe (jak w przypadku analogicznych połączeń sodu i potasu), lecz kowalencyjne spolaryzowane (podobnie jest w związkach magnezoorganicznych). Dodajmy jeszcze, że własności i zastosowania połączeń litoorganicznych są zbliżone do związków Grignarda. [10]

Wracając zaś do reguły diagonalnego podobieństwa, zauważmy, że beryl jest amfoterycznym metalem reagującym z zasadami jak glin (takiego zachowania nie obserwuje się u pozostałych berylowców). Bor i krzem z kolei upodabnia do siebie skłonność do tworzenia słabych kwasów oraz szklistych substancji stosowanych w analizie chemicznej (perły boraksowe i krzemianowe). Pozostałe borowce nie tworzą szkieł. Analogiczne, choć nie tak już wyraźne, podobieństwa można znaleźć także i w innych grupach układu okresowego.

Doświadczenia z litem

Pan Stefan Sękowski w książce [11] opisał wydzielenie związków litu ze smarów litowych. My proponujemy inne źródło, które w ostatnich dekadach rozpowszechniło się w naszym otoczeniu: ogniwa litowe używane do zasilania drobnego sprzętu elektronicznego. Zawierają one wolny lit, dzięki czemu będzie możliwe również zbadanie właściwości samego metalu. Podczas pracy z metalicznym litem zachowajmy środki ostrożności, takie jak przy eksperymentowaniu z sodem, czyli musimy używać ochronnych rękawic i okularów. Właściwe źródło litu wskaże oznaczenie na obudowie ogniwa – powinno ono zaczynać się od litery C (ogniwo litowo-manganowe, najczęściej spotykany typ) lub B (ogniwo litowo-węglowe). Pod żadnym pozorem nie otwierajmy obudowy baterii litowo-jonowych (laptopy, telefony), ponieważ nie znajdziemy tam litu w postaci dla nas użytecznej, a sama czynność nie jest bezpieczna (grozi pożarem).

Ogniwo CR2032 i wyniki jego demontażu (od lewej): ogniwo przed otwarciem; anoda z naniesionym litem; separator nasączony niewodnym roztworem elektrolitu; izolujący pierścień z tworzywa sztucznego; warstwa dwutlenku manganu (katoda); obudowa stanowiąca wyprowadzenie katody.

Doświadczenie 1. ***Analiza budowy ogniwa litowego*.**

Często spotykanym typem ogniwa litowego jest CR2032 mające postać cienkiego krążka. Z oznaczenia literowego można się dowiedzieć, że jest to ogniwo litowo-manganowe (litera C) o kształcie (przekroju) okrągłym (R). Liczby wskazują na wymiary krążka: średnica wynosi 20 mm, a grubość 3,2 mm.

Przebieg doświadczenia: eksperyment wykonujemy na tacy w celu uniknięcia zabrudzenia stołu. Ogniwo ściskamy szczypcami tak, aby się rozpadło. Fragmenty układamy na tacy.

Obserwacje: po demontażu ogniwa widoczne są szczegóły jego konstrukcji: metalowe części tworzące obudowę, czarna sprasowana warstwa (dwutlenek manganu stanowiący katodę – elektrodę dodatnią – ogniwa), porowaty separator nasączony niewodnym roztworem elektrolitu (zwykle $LiClO_4$) oraz izolujący pierścień z tworzywa sztucznego. Na mniejszym fragmencie obudowy znajduje się metaliczna warstwa, szybko ciemniejąca na powietrzu – jest to lit, czyli anoda ogniwa (elektroda ujemna). Ilość litu zależy od stopnia zużycia ogniwa.

Reakcją przebiegającą na anodzie podczas pracy ogniwa jest utlenianie litu:

(1) $Li^0 \rightarrow Li^+ + e^-$

Na katodzie zachodzi redukcja związku manganu(IV) do manganu(III):

(2) $Li^+ + MnO_2 + e^- \rightarrow LiMnO_2$

eprasa.pl 6e9acfe919

Doświadczenie 2.
Badanie właściwości metalicznego litu.

Przebieg doświadczenia: posługując się nożem oczyszczamy powierzchnię metalicznego litu znajdującego się we fragmencie obudowy zdemontowanego ogniwa. Obserwujemy zmiany zachodzące na odsłoniętej powierzchni. W płomieniu palnika wyżarzamy drucik, aż płomień przestanie się barwić. Nabieramy na koniec drucika odrobinę metalu, a następnie próbkę wprowadzamy do płomienia.

Obserwacje: lit jest miękkim metalem i łatwo daje się kroić nożem. Srebrzysto-szara powierzchnia ciemnieje na powietrzu w wyniku reakcji z jego składnikami i wilgocią. Lit oraz związki tego pierwiastka barwią płomień palnika na karminowo.

Odsłonięta powierzchnia metalicznego litu znajdującego się na fragmencie obudowy ogniwa.

Próbka litu w płomieniu palnika.

Doświadczenie 3. ***Reakcja litu z wodą.***

Przebieg doświadczenia: fragment obudowy ze zdemontowanego ogniwa wrzucamy do zlewki z niewielką ilością wody. Po zakończeniu reakcji badamy odczyn roztworu w naczyniu.

Obserwacje: przebiega reakcja z wydzieleniem produktu gazowego (po zebraniu go do probówki możemy zidentyfikować obecność wodoru). Papierek uniwersalny zanurzony w otrzymanym roztworze barwi się na niebiesko, a dodatek roztworu fenoloftaleiny powoduje malinowe zabarwienie cieczy w zlewce.

Lit reaguje z wodą z utworzeniem wodorotlenku będącego mocną zasadą:

(3) $2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2\uparrow$

Ilość litu w ogniwie zależy od stopnia jego zużycia, w mało zużytym wynosi około 0,2 g (wynik z różnicy mas obudowy przed wrzuceniem do zlewki i po jej wyjęciu). Nie należy używać zbyt dużej ilości wody, wystarczy około 10 cm^3. W takiej ilości można roztworzyć lit z kilku ogniw. Roztwór nie powinien być zbyt rozcieńczony, ponieważ w kolejnych próbach możemy nie otrzymać osadów słabo rozpuszczalnych soli (rozwiązaniem jest odparowanie części wody, ale lepiej oszczędzić sobie pracy). Roztwór otrzymany po roztworzeniu litu w wodzie może być żółtawo zabarwiony. To skutek zanieczyszczenia rozpuszczalnikiem organicznym zaadsorbowanym na powierzchni metalu, ale nie przeszkadza on w dalszych próbach.

Obserwacje poczynione podczas wykonywania doświadczeń 2 i 3 świadczą, że lit jest metalem alkalicznym: miękkim (twardszym od pozostałych litowców), łatwo reagującym ze składnikami powietrza i wodą (szybkość reakcji jest mniejsza niż w przypadku cięższych metali grupy). Barwienie płomienia to także cecha charakteryzująca wszystkie litowce. W kolejnym doświadczeniu przeprowadzimy reakcje, które różnią lit od niżej położonych pierwiastków grupy 1.

Do prób można użyć otrzymanego roztworu wodorotlenku litu. Jeśli jednak do stwierdzenia odczynu użyliśmy roztworu fenoloftaleiny, należy usunąć malinowe zabarwienie. W tym celu dodajmy do zlewki po kropli stężony kwas solny. Po zakończeniu reakcji zobojętnienia dysponujemy roztworem LiCl. Fenoloftaleina, nadal obecna w roztworze, nie będzie przeszkadzać w próbach.

Roztwarzanie litu w wodzie (od lewej): reakcja przebiegająca z wydzieleniem wodoru; widok po reakcji; badanie odczynu otrzymanego roztworu.

eprasa.pl 6e9acfe919

Doświadczenie 4. ***Wytrącanie soli litu.***

Przebieg doświadczenia: otrzymany roztwór (wodorotlenku lub chlorku litu) dzielimy na porcje. Do pierwszej z nich dodajmy roztwór fluorku sodu NaF, do drugiej – węglanu sodu Na_2CO_3, do trzeciej – fosforanu(V) sodu Na_3PO_4, wodorofosforanu(V) sodu Na_2HPO_4 lub kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 (zwłaszcza w przypadku użycia wodorotlenku litu). Analogiczne próby wykonujemy z roztworem soli magnezu (siarczanu(VI) lub chlorku).

Obserwacje: w każdym przypadku dochodzi do wytrącenia białego osadu, zarówno dla litu, jak i magnezu, co dowodzi podobieństw w zachowaniu obu kationów oraz różnic właściwości litu i pozostałych litowców.

Po dodaniu roztworu kwasu fosforowego(V) do roztworu wodorotlenku litu wytrąca się obfity osad.

Należy pamiętać, że niektóre sole litu są określane jako słabo rozpuszczalne, ale jedynie na tle rozpuszczalności soli pozostałych litowców. Dlatego też roztwory nie mogą być zbyt rozcieńczone. Jeżeli zależy nam na udanym doświadczeniu, można odparować otrzymany roztwór wodorotlenku lub chlorku i sporządzić nowy, o większym stężeniu. W przypadku braku osadu w reakcji z węglanem sodu pomoże ogrzanie probówki. Węglan litu stanowi nietypowy przypadek – jego rozpuszczalność maleje ze wzrostem temperatury.

Lit na dobre zadomowił się w naszych domach, dodatkowo znajdując się w formie dostępnej do doświadczeń (w celu jego zdobycia wystarczy spojrzeć na otoczenie „okiem chemika", do czego wszystkich gorąco zachęcamy). Analiza ogniw litowych i eksperymenty z litem przyczynią się do zauważenia przez uczniów, że chemia to nie tylko pisanie równań na tablicy, ale nauka, dzięki której poznają oni swoje otoczenie. Oczywiście należy zwrócić uwagę na zachowanie przepisów BHP, co również zaprocentuje w dzisiejszym, nasyconym chemią (w potocznym tego słowa znaczeniu) świecie.

Literatura

[1] Strona internetowa Nagrody Nobla z chemii w roku 2019. dostęp online: https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/2019/summary/

[2] W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, wyd. V zakt., Wydawnictwo Adamantan, Warszawa, 2008.

[3] R. Sołoniewicz, Pierwiastki chemiczne grup głównych, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa, 1989, s. 56.

[4] I. Eichstaedt, *Księga pierwiastków*, wyd. II, Państwowe Wydawnictwo Wiedza Powszechna, Warszawa, 1970, s. 83-87.

[5] Mineral Commodity Summaries 2019, U.S. Geological Survey, 2019, s. 98-99. dostęp online: https://www.usgs.gov/centers/nmic/mineral-commodity-summaries

[6] A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, wyd. VI zakt. i uzup., Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 2013, s. 838-855.

[7] A. Czerwiński, *Energia jądrowa i promieniotwórczość*, Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1998, s. 174.

[8] Strona internetowa IUPAC Periodic Table of Elements. dostęp online: https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/

[9] J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna. 1. Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 2001, s. 305-306.

[10] P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, Warszawa, 1984, s. 339-340.

[11] S. Sękowski, *Pierwiastki w moim laboratorium – ciąg dalszy*, Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne, Warszawa, 1992, s. 105-131.

Mgr Iwona Orlińska
I Liceum Ogólnokształcące im. KEN w Końskich
Mgr Krzysztof Orliński
Zespół Szkół Ponadpodstawowych nr 3 w Końskich

Niedoceniany metan

Metan jest silnym gazem cieplarnianym i ma duży udział w globalnym ociepleniu. Emisje metanu do atmosfery wzrosły o około 150 procent w ciągu ostatnich trzech wieków, ale badaczom trudno było dokładnie ustalić, skąd pochodzą te emisje; gazy zatrzymujące ciepło, takie jak metan, mogą być emitowane naturalnie, a także z działalności człowieka.

Naukowcy z University of Rochester zmierzyli poziomy metanu w starożytnych próbkach powietrza i odkryli, że naukowcy znacznie nie doceniają ilości metanu emitujących do atmosfery przez paliwa kopalne. W artykule opublikowanym w „Nature" badacze wskazują, że ograniczenie zużycia paliw kopalnych jest kluczowym celem w ograniczaniu zmian klimatu.

Metan jest drugim co do wielkości antropogenicznym – pochodzącym z działalności człowieka – przyczyniającym się do globalnego ocieplenia, po dwutlenku węgla. Ale w porównaniu z dwutlenkiem węgla, a także innymi gazami zatrzymującymi ciepło, metan ma stosunkowo krótki okres trwałości; w atmosferze trwa średnio tylko dziewięć lat, a na przykład dwutlenek węgla może utrzymywać się w atmosferze przez około sto lat. To sprawia, że metan jest szczególnie odpowiednim celem do ograniczenia poziomów emisji w krótkim czasie.

Hodowla zwierząt odpowiada za znaczącą bo ok. – 40% – część całkowitych antropogenicznych emisji metanu

eprasa.pl 6e9acfe919

Elementy chemii ogólnej i chemii fizycznej

w zadaniach powtórzeniowych przed maturą – część 1.

Kinga Dzięciołowska, Camillo Hudy, Magdalena Lupa, Marlena Łodyga, Mateusz Migdał, Małgorzata Krzeczkowska

Poniżej zaprezentowano zestaw 15 autorskich zadań, z których każde reprezentuje jedną z trzech form: a) zadania tzw. cztery sytuacje, b) zadania Lawsona i c) zadania – tekst do uzupełnienia. Zadania te można wykorzystać zarówno na lekcji bieżącej, powtórzeniowej, jak i na spotkaniach powtórkowych do matury. Zadania przygotowano w formule charakterystycznej dla zadań wchodzących w skład arkusza maturalnego CKE, dlatego dodatkowo zamieszczono odniesienia do aktualnie obowiązującej podstawy (dla 3-letniego liceum ogólnokształcącego), schemat punktowania i poprawne odpowiedzi.

Zadania:

Zadanie 1. (0-1)

Ucząc się do matury z chemii, cztery uczennice sporządziły notatki.

Notatka 1: W atomach pierwiastków położonych w okresie od wapnia do cynku elektrony zajmują m.in. podpowłokę 3d, przy czym wzajemne oddziaływanie protonów zmienia kilkakrotnie kolejność energetyczną podpowłoki 4s i 3d, prowadząc do zmian konfiguracji.

Notatka 2: Atomy pierwiastków położonych w drugiej grupie układu okresowego uzyskują konfigurację gazu szlachetnego, tracąc dwa elektrony z walencyjnej podpowłoki *ns*.

Notatka 3: Podpowłoki elektronowe mogą zawierać maksymalnie charakterystyczną liczbę elektronów: podpowłoka *ns* może pomieścić dwa elektrony, podpowłoka *np* sześć, a podpowłoka n*d* czternaście elektronów.

Notatka 4: Wraz ze wzrastającą liczbą okresową *Z*, właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków zmieniają się periodycznie. Jedną z właściwości, która zmienia się proporcjonalnie do liczby *Z* jest liczba wagowa oznaczana symbolem *A*.

Sprawdź ich poprawność i wskaż numer notatki, która została przygotowana poprawnie: ……..

Zadanie 2. (0-1)

Wybierz prawidłowe stwierdzenie (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).

A.	Elektrony podpowłoki *d* w metalach przejściowych są mocno związane z rdzeniem atomowym	ponieważ	I.	zwiększa to reaktywność pierwiastków.
B.	Elektrony w atomach niektórych pierwiastków bloku *d* zajmują m.in. podpowłoki *ns*, podczas gdy nie do końca są zapełnione podpowłoki *(n-1)d*		II.	pierwiastki dążą do uzyskania konfiguracji gazu szlachetnego.
C.	Elektrony znajdujące się wyłącznie na podpowłoce *ns* i *np* tworzą rdzeń atomowy		III.	jest to korzystniejsze energetycznie.
D.	Elektrony krążą tylko po wyznaczonych orbitach wokół jądra		IV.	zmniejsza to promień jonowy pierwiastka.

Zadanie 3. (0-2)

Magnez, jeden z pierwiastków ziem alkalicznych, występuje w przyrodzie w postaci trzech izotopów: ^{n}Mg, ^{n+1}Mg oraz ^{n+2}Mg, gdzie n równe jest podwojonej liczbie protonów znajdujących się w jądrze atomu magnezu. Naturalna mieszanina izotopów magnezu zawiera m.in. 10% izotopu ^{n+1}Mg.

Na podstawie podanych informacji, uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

1) 1 mol atomów magnezu w 10% składa się z izotopu o masie atomowej (*23 u/25 u/27 u*).

2) Niewiele większą abundancją (występowaniem) od izotopu ze zdania 1, cechuje się izotop posiadający o (*jeden neutron więcej/ dwa neutrony więcej/ jeden neutron mniej*).

3) Najczęściej występujący w przyrodzie izotop magnezu ma abundancję równą (*76,89 / 81,72 / 78,99*)%.

Zadanie 4. (0-2)

4.1. Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Charakter chemiczny wodorków w okresie w układzie okresowym zmienia się podobnie jak w przypadku tlenków. Oznacza to, że charakter kwasowy posiadają wo-

eprasa.pl 6e9acfe919

dorki, w których skład wchodzą pierwiastki bloku (*s/p/d)*. Niektóre pierwiastki z tego bloku w reakcji z wodorem tworzą charakterystyczne związki, które po rozpuszczeniu w wodzie tworzą (*kwasy organiczne/kwasy beztlenowe/ kwasy tlenowe)*. Wodorek HX zawiera 98,76% masowych pierwiastka X. Pierwiastkiem X jest (*brom/chlor/fluor*).

4.2. Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową w stanie podstawowym atomu pierwiastka X zidentyfikowanego w ostatnim zdaniu zadania 4.1.

……

Zadanie 5. (0-1)

W klasie 3b czterech uczniów przygotowuje się do konkursu chemicznego. Poniżej znajduje się treść zadania z jakim między innymi przyszło im się zmierzyć, a także zaproponowane przez nich rozwiązania tego zadania.

Sprawdź poprawność proponowanych rozwiązań i wskaż numer ucznia, którego rozwiązanie jest poprawne.

Poniżej zamieszczono ciąg reakcji chemicznych, w wyniku których kwas azotowy(V) otrzymywany jest na skalę przemysłową: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$

$2NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$

$2NO_2 \rightarrow N_2O_4$

$N_2O_4 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$

$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O + 2NO$

Pytania do zadania:

1) Oblicz całkowitą masę (w kilogramach) otrzymywanego czystego HNO_3, jeśli do jego syntezy użyto 67,2 m^3 azotu w przeliczeniu na warunki normalne i przy założeniu 100% wydajności każdej z reakcji.

2) Zakładając, iż synteza kwasu wiąże się z jak najmniejszym nakładem finansowym, zaproponuj źródło azotu potrzebnego do reakcji syntezy amoniaku.

3) Nazwij reakcję, w której:

a. otrzymywany jest produkt N_2O_4

b. kwas azotowy(III) rozkładany jest m.in. na HNO_3 oraz NO

stosując określenia: *polimeryzacja, trimeryzacja, dimeryzacja, synproporcjonowanie, dysproporcjonowanie*.

Odpowiedzi uczniów:

Uczeń I:

1) $n_{N_2} = \frac{67,2\ m^3}{0,224\ m^3} = 300\ mol\ N_2$

1 mol N_2 – 2 mol NH_3 /·300

4 mol NH_3 – 4 mol NO /·150

2 mol NO – 2 mol NO_2 /·300

2 mol NO_2 – 1 mol N_2O_4 /·300

1 mol N_2O_4 – 1 mol HNO_3 /·300

3 mol HNO_2 – 1 mol HNO_3 /·100

300 mol HNO_3 + 100 mol HNO_3 = 400 mol HNO_3

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$

m = 400 mol · 63,02 g· mol^{-1}= 25,208 kg

2) Powietrze.

3) a. trimeryzacja b. dysproporcjonowanie

Uczeń II:

1) $pV = nRT$

p = 1013 hPa, V = 67,2 m^3, $R = 83,1\ \frac{hPa \cdot dm^3}{mol \cdot K}$

T = 298,15 K n = ?

$pV = nRT$

$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1013\ hPa \cdot 67200\ dm^3}{83,1\ \frac{hPa \cdot dm^3}{mol \cdot K} \cdot 298,15\ K} = 2747,5\ mol\ N_2$

1 mol $N_2 \rightarrow$ 2 mol $NH_3 \rightarrow$ 2 mol NO $\rightarrow$ 2 mol $NO_2 \rightarrow$ $\rightarrow$1 mol $N_2O_4 \rightarrow$ 1 mol HNO_3

1 mol N_2 – 1 mol HNO_3

2747,5 mol N_2 – x

x = 2747,5 mol HNO_3

M_{HNO3} = 63,02 g·mol^{-1}

2747,5 mol · 63,02 g/mol = 173 149 g = 173,149 kg HNO_3

2) Powietrze

3) a. dimeryzacja b. synproporcjonowanie

Uczeń III:

1) 67,2 m^3 $N_2 \rightarrow$ 67200 dm^3

67200 dm^3 – x mol N_2

22,4 dm^3 – 1 mol N_2

x = 3000 mol N_2

1 mol N_2 – 2 mol NH_3

3000 mol N_2 – 6000 mol NH_3

4 mol NH_3 – 4mol NO

6000 mol NH_3 – 6000 mol NO

2 mol NO – 2 mol NO_2

6000 mol NO – 6000 mol NO_2

2 mol NO_2 – 1 mol N_2O_4

6000 mol NO_2 – 3000 mol N_2O_4

1 mol N_2O_4 – 1 mol *HNO_3*

3000 mol N_2O_4 – *3000 mol HNO_3*

3 mol HNO_2 – 1 mol HNO_3

3000 mol HNO_2 – *1000 mol HNO_3*

3000 mol HNO_3 + 1000 mol HNO_3 = 4000 mol HNO_3

1 mol HNO_3 – 63,02 g

4000 mol HNO_3 – x g HNO_3

x = 252080 g HNO_3 = 252,08 kg HNO_3

2) Azot może być pozyskiwany w trakcie destylacji frakcyjnej ciekłego powietrza.

3) a. dimeryzacja b. dysproporcjonowanie

eprasa.pl 6e9acfe919

Uczeń IV:

1) $V_{N2} = 67{,}2\ m^3$

$22{,}4\ dm^3\ N_2 \rightarrow 44{,}8\ dm^3\ NH_3 \rightarrow 44{,}8\ dm^3\ NO \rightarrow$
$\rightarrow 44{,}8\ dm^3\ NO_2 \rightarrow 22{,}4\ dm^3\ N_2O_4 \rightarrow 1\ mol\ HNO_3 \rightarrow$
$\rightarrow 1\ mol\ HNO_2 \rightarrow 0{,}33\ mol\ HNO_3$

$22{,}4\ dm^3\ N_2 - 1{,}33\ mol\ HNO_3$
$67200\ dm^3\ N^2 - x$
$x = 4000\ mol\ HNO_3$

$4000\ mol\ HNO_3 - x\ g$
$1\ mol\ HNO_3 - 63{,}02\ g$
$x = 252080\ g \rightarrow 252{,}08\ kg$

2) Procesy denitryfikacyjne mogą stanowić świetne źródło azotu.

3) a. dimeryzacja b. synproporcjonowanie

Poprawne rozwiązanie przedstawił uczeń nr: …….

Zadanie 6. (0-2)

Dane jest równanie reakcji: $4\ NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$

Wiedząc, że do reakcji użyto 22,4 dm^3 amoniaku oraz 44,8 dm^3 tlenu (w przeliczeniu na warunki normalne) oraz że reakcja została przeprowadzona w reaktorze (układ zamknięty; nie ustala się równowaga chemiczna; 100% wydajność), **zaznacz poprawne dokończenie zdania (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).**

Po przeprowadzeniu reakcji, w skład mieszaniny poreakcyjnej wchodzi:				
A.	amoniak, tlenek azotu(II) oraz para wodna	ponieważ	I.	nieizolowanie reaktora pozwala na ulatnianie się produktu gazowego.
B.	tlen, tlenek azotu(II) oraz para wodna		II.	amoniak został użyty w nadmiarze, natomiast z układu ulatnia się produkt gazowy.
C.	tlenek azotu(II) oraz woda		III.	użyte zostały stechiometryczne ilości substratów, natomiast z układu nie ulatnia się produkt gazowy.
D.	tlen i woda		IV.	jeden z substratów został użyty w nadmiarze, natomiast z układu nie wydostaje się żaden produkt gazowy.

Zadanie 7. (0- 2)

Poniżej przedstawiono informacje o efektach energetycznych reakcji przeprowadzonych w dwóch odrębnych układach I i II.

I. $H_{2(g)} + I_{2(s)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$ $\Delta H = 52\ kJ$ II. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$ $\Delta H = -10\ kJ$

Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Ogrzanie w warunkach izobarycznych układu I, który osiągnął stan równowagi, (*spowoduje wzrost, nie zmieni, spowoduje spadek*) wydajności otrzymywania jodowodoru. Wynika to z faktu, że reakcja zachodząca w układzie I jest procesem (*egzoenergetycznym, endoenergetycznym, egzotermicznym*). Natomiast zwiększenie ciśnienia w warunkach izotermicznych w układzie II, który osiągnął stan równowagi, (*spowoduje wzrost, nie zmieni, spowoduje spadek*) wydajności reakcji.

Molowa entalpia tworzenia jodowodoru w układzie homogenicznym wynosi (*52 kJ/mol / 26 kJ/mol / –10 kJ/mol / –5 kJ/mol*)

Zadanie 8. (0-2)

Dokończ poniższe zdanie tak, aby było prawdziwe. **Zaznacz poprawne dokończenie zdania (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).**

Aby odczyn wodnego roztworu powstałego przez zmieszanie kwasu z zasadą w równych objętościach, był obojętny należy do kwasu chlorowodorowego o pH=3 dodać zasadę sodową o:

A.	dowolnej wartości pH	ponieważ	I.	tylko większe stężenie jonów wodorotlenkowych niż jonów hydroniowych spowoduje zobojętnienie kwasu, tak aby pH roztworu wyniosło 7.
B.	pH=11		II.	stężenie jonów wodorotlenowych nie ma znaczenia, ważne, aby była to zasada.
C.	pH=4		III.	przy tych samych stężeniach kwasu typu HR i zasady typu MeOH zachodzi reakcja zobojętnienia i odczyn roztworu staje się obojętny.
D.	pH=3		IV.	tylko mniejsze stężenie jonów wodorotlenkowych niż jonów hydroniowych spowoduje zobojętnienie kwasu, tak aby pH roztworu wyniosło 7.

Informacja do zadania 9.

Oranż metylowy i fenoloftaleina są wskaźnikami kwasowo-zasadowymi – oznacza to, że zmieniają kolor w zależności od odczynu roztworu. Wykorzystywanymi w laboratoriach wskaźnikami kwasowo-zasadowymi przeważnie są słabe kwasy lub słabe zasady organiczne, których cząsteczki w postaci niezdysocjowanej mają inne zabarwienie niż jony powstające

eprasa.pl 6e9acfe919

w wyniku dysocjacji. Przykładem słabego kwasu, wykorzystywanego jako wskaźnik kwasowo-zasadowy jest oranż metylowy, którego dysocjację elektrolityczną można zapisać w postaci ogólnego równania:

$$HR \rightleftarrows H^+ + R^-$$

Cząsteczki słabego kwasu HR mają barwę czerwoną, a odpowiadająca im zasada z pary sprzężonej- żółtą.

Na podstawie: K.-H. Lautenschlager, W. Schroter, A. Wanninger: Nowoczesne kompendium chemii, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007

Zadanie 9. (0–2)

Dokończ poniższe zdanie tak, aby było prawdziwe. Zaznacz poprawne dokończenie zdania (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).

W roztworze, w którym fenoloftaleina barwi się na malinowo, oranż metylowy:

A.	barwi się na żółto	ponieważ	I.	liczba niezdysocjowanych cząsteczek wskaźnika (HR) oraz jego jonów (R^-) pozostaje w równowadze chemicznej.
B.	barwi się na czerwono		II.	w tych warunkach zgodnie z regułą przekory stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest większe niż stężenie cząsteczek zdysocjowanych.
C.	jest bezbarwny		III.	w tych warunkach zgodnie z regułą przekory stężenie cząsteczek zdysocjowanych jest większe niż stężenie cząsteczek niezdysocjowanych.
D.	barwi się na malinowo		IV.	jest mocnym kwasem, którego cząsteczki ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej.

Zadanie 10. (0–1)

Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Wśród wielu reakcji chemicznych, które zachodzą między jonami w roztworach wodnych bardzo ważną rolę odgrywa reakcja zobojętniania, zwana zwyczajowo reakcją (*hydratacji / neutralizacji / hydrolizy)*. Taka reakcja zachodzi np. między mocnymi kwasami a mocnymi zasadami prowadząc do zmiany pH środowiska w kierunku osiągnięcia wartości zbliżonej do pH (*soku żołądkowego człowieka / roztworu mydła potasowego / wody*). Zmiany pH roztworu wyjściowego, czyli wzrost lub spadek jego wartości zależą od tego czy do roztworu kwasu dodaje się zasadę czy do zasady dodaje się kwas. W pierwszym przypadku następuje spadek stężenia (*jonów hydroniowych / jonów hydroksylowych / wody)*, a w tym drugim przypadku jego wzrost.

Zadanie 11. (0-1)

Na jednej z lekcji chemii nauczyciel podzielił uczniów na 4 grupy. Każdej z nich wręczył takie samo zadanie:

Poniżej podano przykłady wzorów związków chemicznych lub jonów. ***Wpisz w odpowiednie miejsca do tabeli obok wzory oraz dopisz brakujące sprzężone kwasy lub zasady zgodnie z teorią Brönsteda pamiętając, że reakcje zachodzą w roztworach wodnych.***

NH_4^+, S^{2-}, H_2O, HCOOH, $HAsO_4^{2-}$, $C_6H_5NH_3^+$

Kwas	Zasada

Oceń odpowiedzi uczniów i wskaż, która grupa wykonała zadanie poprawnie.

Grupa 1	
Kwas	Zasada
NH_4^+	NH_3
H_2S	S^{2-}
H_3O^+	H_2O
HCOOH	$HCOO^-$
$C_6H_5NH_3^+$	$C_6H_5NH_2$
H_2O	OH^-
$C_6H_5NH_4$	$C_6H_5NH_3^+$
H_3AsO_4	$HAsO_4^{2-}$

Grupa 2	
Kwas	Zasada
NH_4^+	NH_3
H_2S	S^{2-}
H_3O^+	H_2O
HCOOH	$HCOO^-$
$C_6H_5NH_3^+$	$C_6H_5NH_2$
H_2O	OH^-
$HAsO_4^{2-}$	AsO_4^{3-}
$H_2AsO_4^-$	$HAsO_4^{2-}$

Grupa 3	
Kwas	Zasada
NH_4^+	NH_3
HS^-	S^{2-}
H_3O^+	H_2O
HCOOH	$HCOO^-$
$C_6H_5NH_3^+$	$C_6H_5NH_2$
H_2O	OH^-
$HAsO_4^{2-}$	AsO_4^{3-}
$H_2AsO_4^-$	$HAsO_4^{2-}$

Grupa 4	
Kwas	Zasada
NH_4^+	NH_3
HS^-	S^{2-}
H_3O^+	H_2O
HCOOH	$HCOO^-$
$C_6H_5NH_3^+$	$C_6H_5NH_2$
$C_6H_5NH_4$	$C_6H_5NH_3^+$
$HAsO_4^{2-}$	AsO_4^{3-}
$H_2AsO_4^-$	$HAsO_4^{2-}$

Grupa, która wykonała zadanie poprawnie: ……...

eprasa.pl 6e9acfe919

Zadanie 12. (0 -2)

Reakcja A+ 2 B → C przebiega w pewnej temperaturze według równania kinetycznego $v = k \cdot c_A \cdot c_B^2$.

Początkowe stężenia substratów:	Stała szybkości:
[A] = 2,0 mol/dm^3 [B] = 3,0 mol/dm^3	k = 0,3 dm^6·mol^{-2}·s^{-1}

Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

a) Początkowa szybkość reakcji wynosi (*5,4 mol/(dm^3·s) / 21,6 mol/(dm^3·s) / 1,8 mol/(dm^3·s)*)

b) Szybkość reakcji w momencie, gdy przereaguje 40% substancji A wynosi (*2,16 mol/(dm^3·s) / 3,24 mol/(dm^3·s) / 0,71 mol/(dm^3·s)*)

Zadanie 13. (0-2)

Reakcję I rzędu można scharakteryzować różnymi zależnościami przedstawiającymi np. zmiany szybkości reakcji ze zmianą chwilowego stężenia substratu [A], zmiany stężenia początkowego substratu $[A]_0$ w czasie t trwania reakcji w relacji z czasem połowicznej przemiany (zaniku) $\tau_{1/2}$.

a) $v = k \cdot [A]$, *b)* $\tau_{1/2} = 0{,}693/k$ *c)* $[A]_t = [A]_o \cdot e^{-kt}$ *d)* $[A]_t = [A]_o \cdot (1/2)^{t/\tau 1/2}$

Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Reakcja I rzędu A → B zachodząca w temperaturze 400^{0}C charakteryzuje się stałą szybkości $k = 1{,}155 \cdot 10^{-3}$ s^{-1}. Początkowe stężenie substratu A wynosi $1{,}00 \cdot 10^{-2}$ mol/dm^3. Czas połowicznej przemiany substratu A wynosi (*116 s / 116 minut / 600 s / 600 minut*),a stężenie substratu A po 20 minutach reakcji ma wartość (*$1{,}00 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3 / $2{,}50 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3 / $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3*), co stanowi (*25,0 / 50,0 / 75,0*) % wartości początkowej.

Zadanie 14. (0-2)

Dokończ poniższe zdanie tak, aby było prawdziwe. Zaznacz poprawne dokończenie zdania (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).

Przygotowano roztwór wodny fluorowodoru o stężeniu 0,1000 mol/dm^3. O roztworze tej substancji można powiedzieć, że:

A.	obliczona wartość stopnia dysocjacji wynosi 0,0790,	ponieważ	I.	pH = 2,12
B.	obliczona wartość stopnia dysocjacji wynosi 0,0763,		II.	pH = 2,10
C.	obliczona wartość stopnia dysocjacji wynosi 0,000763,		III.	pH = 4,12
D.	obliczona wartość stopnia dysocjacji wynosi 0,000790,		IV.	pH = 4,10

Zadanie 15*. (0-2)

W układzie (roztwór wodny NaCN) osiągnięto stan równowagi: $CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-$.

Zaznacz poprawne dokończenie zdania (A, B, C lub D) wraz z uzasadnieniem (I, II, III lub IV).

Stopień hydrolizy (inaczej: stopień protonowania jonów CN^-) maleje po dodaniu do układu:

A.	wody	ponieważ	I.	wzrost stężenia soli spowodował przesunięcie równowagi w lewo.
B.	zasady sodowej		II.	spadek stężenia soli spowodował przesunięcie równowagi w prawo.
C.	kryształów NaCN		III.	spadek stężenia jonów wodorotlenowych spowodował przesunięcie równowagi w prawo.
D.	roztworu wodnego NaCN		IV.	wzrost stężenia jonów wodorotlenowych spowodował przesunięcie równowagi w lewo.

Rozwiązania zadań – ze schematami punktowania i odniesieniami do podstawy programowej

Zadanie 1. *(1 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
II D. Stosowanie wiadomości w sytuacjach problemowych.	IV etap edukacyjny, poziom rozszerzony 2. Budowa atomu – jądro i elektrony. Uczeń: - stosuje znajomość zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych - określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego

Schemat punktowania:

1 pkt. – za poprawne wskazanie właściwej notatki.

0 pkt. – za błędne wskazanie poprawnej notatki lub brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: 2

eprasa.pl 6e9acfe919

Zadanie 2. *(1 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
IB. Zrozumienie wiadomości	IV etap edukacyjny, poziom rozszerzony 2. Budowa atomu – jądro i elektrony. Uczeń: - stosuje znajomość zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych

Schemat punktowania:
1 pkt. – za poprawne **podkreślenie** symboli obok obu poprawnych części zdania.
0 pkt. – za niepoprawne **podkreślenie** obu części zdania lub wskazanie poprawnej jedynie jednej części zdania.
Poprawna odpowiedź: B.III

Zadanie 3. *(2 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1.Atomy i cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1.2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych[…] 1.3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego: ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne uzupełnienie wszystkich zdań.
1 pkt. – za poprawne uzupełnienie dwóch z trzech zdań.
0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną, niepełną lub całkowity brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:
1) 1 mol magnezu w 10% składa się z izotopu o masie atomowej (*23 u /**25 u** /27 u*).
2) Niewiele większą abundancją (występowaniem), cechuje się izotop posiadający o (***jeden neutron więcej**/dwa neutrony więcej/jeden neutron mniej*) od izotopu ze zdania 1.
3) Najczęściej występujący w przyrodzie izotop magnezu ma abundancję równą (*76,89 / 81,72 / **78,99***%).

Zadanie 4. *(2 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
IA. Zapamiętanie wiadomości	IV etap edukacyjny, **chemia**, poziom rozszerzony 2. Budowa atomu – jądro i elektrony. Uczeń: - stosuje znajomość zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do *Z*=36 i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy […] skrócone) -określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* oraz *d* układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)

Schemat punktowania:
2 pkt. – za bezbłędne **podkreślenie** poprawnych odpowiedzi w tekście oraz napisanie poprawnie podpowłokowej konfiguracji elektronowej bromu.
1 pkt. – za bezbłędne **podkreślenie** jedynie poprawnych odpowiedzi w tekście lub jedynie napisanie poprawnej podpowłokowej konfiguracji elektronowej bromu.
0 pkt. – za niepoprawną lub niepełną odpowiedź na obie części zadania lub jej brak.

Poprawna odpowiedź:
4.1. Charakter chemiczny wodorków w okresie w układzie okresowym zmienia się podobnie jak w przypadku tlenków. Oznacza to, że charakter kwasowy posiadają wodorki, w których skład wchodzą pierwiastki bloku (*s / **p** / d)*. Niektóre pierwiastki z tego bloku w reakcji z wodorem tworzą charakterystyczne związki, które po rozpuszczeniu w wodzie tworzą (*kwasy organiczne/ **kwasy beztlenowe**/ kwasy tlenowe)*. Wodorek HX posiada 98,76% masowych pierwiastka X. Pierwiastkiem X jest (***brom**/ chlor/ fluor*).
4.2. $_{35}$**Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$**

eprasa.pl 6e9acfe919

Zadanie 5. *(1 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1.Atomy i cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1.2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych[…] 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów) 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące:[…] objętości gazów w warunkach normalnych 6.Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 6.3) Wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji[…]

Schemat punktowania:
1 pkt. – za poprawne wskazanie właściwego, pełnego rozwiązania.
0 pkt. – za niepoprawną odpowiedź lub brak odpowiedzi.

Poprawne rozwiązanie ucznia nr: III.

Zadanie 6. *(2 pkt.)*

Wymagania ogólne	Wymagania szczegółowe
I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 1.Atomy i cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1.5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów) 1.6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące:[…] objętości gazów w warunkach normalnych

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania i uzasadnienia.
1 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania z błędnym uzasadnieniem lub jego brakiem.
0 pkt. – za błędne dokończenie zdania i błędne uzasadnienie lub brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: B.IV

Zadanie 7. *(2 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4.3) stosuje pojęcia egzoenergetyczny, endoenergetyczny […] do opisu efektów energetycznych przemian. 4.4) interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ do określenia efektu energetycznego reakcji. 4.6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: […] stan równowagi dynamicznej […]. 4.7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu temperatury […] i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi.

Schemat punktowania:
2 pkt. - za poprawne uzupełnienie wszystkich zdań w podpunkcie a) zadania oraz poprawne uzupełnienie zdania w podpunkcie b).
1 pkt. – za poprawne uzupełnienie wszystkich zdań w podpunkcie a) zadania.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:
Ogrzanie w warunkach izobarycznych układu I, który osiągnął stan równowagi, (***spowoduje wzrost***, *nie zmieni, spowoduje spadek*) wydajności otrzymywania jodowodoru. Wynika to z faktu, że reakcja zachodząca w układzie I jest procesem (*egzoenergetycznym,* ***endoenergetycznym***, *egzotermicznym*). Natomiast zwiększenie ciśnienia w warunkach izotermicznych w układzie II, który osiągnął stan równowagi, (*spowoduje wzrost,* ***nie zmieni***, *spowoduje spadek*) wydajności reakcji. Molowa entalpia tworzenia jodowodoru w układzie homogenicznym wynosi (*52 kJ/mol / 26 kJ/mol / - 10 kJ/mol* ***-5 kJ/mol***)

eprasa.pl 6e9acfe919

Zadanie 8. *(1 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4.9) interpretuje wartości […], pH, […].

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania i uzasadnienia.
1 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania z błędnym uzasadnieniem lub jego brakiem.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: B.III

Zadanie 9. *(2 pkt.)*

II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 5.8) uzasadnia (…) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, (…); 5.9) podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik uniwersalny) (…); bada odczyn roztworu;

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania i uzasadnienia.
1 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania z błędnym uzasadnieniem lub jego brakiem.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: A.III

Zadanie 10. *(1 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 5.7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji (zasady z kwasem) […] 5.5) pisze równania reakcji zobojętniania […]

Schemat punktowania:
1 pkt. – za podkreślenie wszystkich poprawnych odpowiedzi.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną tzn. chociaż jedna z podkreślonych odpowiedzi jest niepoprawna lub brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:
Wśród wielu reakcji chemicznych, które zachodzą między jonami w roztworach wodnych bardzo ważną rolę odgrywa reakcja zobojętniania, zwana reakcją (*hydratacji / **neutralizacji** / hydrolizy)*. Taka reakcja zachodzi np. między mocnymi kwasami a mocnymi zasadami prowadząc do zmiany pH środowiska w kierunku osiągnięcia wartości zbliżonej do pH (*soku żołądkowego człowieka / roztworu mydła potasowego / **śliny człowieka***). Zmiany pH, czyli wzrost lub spadek jego wartości zależą od tego czy do roztworu kwasu dodaje się zasadę czy do zasady dodaje się kwas. W pierwszym przypadku następuje spadek stężenia (***jonów hydroniowych** / jonów hydroksylowych / wody)*, a w tym drugim przypadku jego wzrost.

Zadanie 11. *(1 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4.8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brönsteda–Lowry'ego.

Schemat punktowania:
1 pkt. – za poprawne wskazanie grupy.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Grupa, która wykonała zadanie poprawnie: 3

eprasa.pl 6e9acfe919

Zadanie 12. *(2 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 1) definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie); 5) przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji;

Schemat punktowania:
2 pkt. – za podkreślenie poprawnej odpowiedzi w obu zdaniach.
1 pkt. – za podkreślenie poprawnej odpowiedzi w zdaniu a) lub w zdaniu b).
0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną lub brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:
Początkowa szybkość reakcji wynosi (***5,4 mol/(dm^3·s)*** / *21,6 mol/(dm^3·s)* / *1,8 mol/(dm^3·s)*)
Szybkość reakcji w momencie, gdy przereaguje 40% substancji A wynosi (*2,16 mol/(dm^3·s)* / *3,24 mol/(dm^3·s)* / ***0,71 mol/(dm^3·s)***)

Zadanie 13. *(2 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 1) definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie); 5) przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji;

Schemat punktowania:
2 pkt. – za podkreślenie wszystkich poprawnych odpowiedzi.
1 pkt. – za podkreślenie dwóch poprawnych odpowiedzi.
0 pkt. – za dwie lub wszystkie odpowiedzi niepoprawne lub brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:
Reakcja A → B zachodząca w temperaturze 400^{0}C charakteryzuje się stałą szybkości $k = 1{,}155\cdot10^{-3}$ s^{-1}. Początkowe stężenie substratu A wynosi $1{,}00\cdot10^{-2}$ mol/dm^3. Czas połowicznej przemiany substratu A wynosi (*116 s / 116 minut /* ***600 s*** */ 600 minut*), a stężenie substratu A po 20 minutach reakcji ma wartość (*$1{,}00\cdot10^{-3}$ mol/dm^3* / ***$2{,}50\cdot10^{-3}$ mol/dm^3*** / *$5{,}0\cdot10^{-3}$ mol/dm^3*), co stanowi (***25,0*** */ 50,0 / 75,0*) %wartości początkowej.

Zadanie 14. *(2 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 9) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pKw;

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania i uzasadnienia.
1 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania z błędnym uzasadnieniem lub jego brakiem.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: B.I

Zadanie 15. *(2 pkt.)*

I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.	IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Schemat punktowania:
2 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania i uzasadnienia.
1 pkt. – za poprawne wskazanie dokończenia zdania z błędnym uzasadnieniem lub jego brakiem.
0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź: B.IV

mgr Kinga Dzięciołowska, mgr Camillo Hudy,, mgr Magdalena Lupa, mgr Marlena Łodyga, mgr Mateusz Migdał
absolwenci Wydziału Chemii UJ w Krakowie, 2018;
uczestnicy kursu „Pomiar dydaktyczny"

dr Małgorzata Krzeczkowska
Wydział Chemii UJ, Kraków,
malgorzata.krzeczkowska@uj.edu.pl

eprasa.pl 6e9acfe919

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

66. Krajowa Olimpiada Chemiczna

Etap II

ZADANIE LABORATORYJNE

Wykrywanie kationów w mieszaninach soli

Wykrywanie kationów w mieszaninach roztworów soli wymaga nieco innego podejścia do problemu niż w przypadku roztworów pojedynczych soli. Dla mieszanin, w większości przypadków, wykorzystanie reakcji charakterystycznych dla danego kationu wymaga wcześniejszego wstępnego rozdzielenia jonów. Wykorzystuje się do tego np. strącanie osadów wodorotlenków w określonym pH, rozpuszczanie strąconego osadu w nadmiarze odczynnika strącającego, tworzenie kompleksów z odczynnikami kompleksotwórczymi itp. W niektórych przypadkach można wykryć kationy w mieszaninie stosując odpowiedni, selektywny odczynnik.

W probówkach opisanych nr **1** – **6**, znajduje się sześć dwuskładnikowych mieszanin dwunastu soli. Sole te zawierają kationy takie jak: bizmut(III), chrom(III), cynk(II), kobalt(II), magnez(II), mangan(II), miedź(II), nikiel(II), ołów(II), potas(I), stront(II), żelazo(III). Jako aniony w solach użytych do sporządzenia mieszanin występują azotany(V), chlorki i siarczany(VI).

- W danej mieszaninie zawarte są sole o identycznych anionach.
- Niektóre roztwory zakwaszone są odpowiednimi kwasami, o anionach identycznych z anionami soli.
- Jedna mieszanina zakwaszona jest kwasem fosforowym(V), ale sole w tej mieszaninie nie są fosforanami.
- Stężenie każdej soli w przygotowanych mieszaninach jest na podobnym poziomie i nie przekracza 2%.

W sześciu probówkach, opisanych literami **A** – **F**, znajdują się roztwory substancji wykorzystywanych w analizie jakościowej. W tabeli obok podano stężenia tych roztworów.

Roztwór	Stężenie
jodku potasu	2%
molibdenianu sodu	4%
wody utlenionej	3%
tiocyjanianu potasu	2%
tetrafenyloboranu sodu	1%
dimetyloglioksymu	1%

Na swoim stanowisku masz do dyspozycji:	**Na stanowisku zbiorczym dostępne są:**
8 pustych probówek	roztwór kwasu chlorowodorowego o stężeniu 1 mol·dm^{-3}
tryskawkę z wodą destylowaną	roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 2 mol·dm^{-3}
10 pipetek polietylenowych	roztwór amoniaku o stężeniu 2 mol·dm^{-3}
5 uniwersalnych papierków wskaźnikowych	roztwór kwasu octowego o stężeniu 2 mol·dm^{-3}
łopatkę plastikową	aceton
ampułkę z kwasem askorbinowym	Stanowisko wyposażone jest w palnik (ewentualnie w łaźnię wodną), łapę do probówek

Uwaga! Roztwór NaOH może pochłaniać ditlenek węgla, co może dawać zafałszowane wyniki. Obserwacja dotycząca rozpuszczania osadu kationu będącego składnikiem mieszaniny, w nadmiarze odczynnika strącającego, może być zakłócona obecnością kationu towarzyszącego, którego osad nie rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika strącającego.

Polecenia

a. Podaj charakterystykę roztworów (barwa, odczyn) w probówkach **1** – **6**. Na tej podstawie zaproponuj prawdopodobne występowanie kationów.

b. Opisz wygląd i właściwości badanych roztworów oraz sposób ich identyfikacji w probówkach **A** – **F**.

c. Zidentyfikuj wszystkie jony w probówkach **1** – **6**. Pełna odpowiedź wymaga uzasadnienia co najmniej trzema obserwacjami związanymi z charakterystycznymi reakcjami dla identyfikowanych jonów.

d. Uzasadnij wygląd próbki zawierającej kwas fosforowy oraz próbki zawierającej jony miedzi(II).

e. Napisz równania reakcji (cząsteczkowo lub jonowo) zachodzących w trakcie prób wykonanych w celu identyfikacji. Nie są wymagane równania reakcji dla substancji organicznych. Punktowane jest 12 równań, z zaznaczeniem, których roztworów dotyczy dana reakcja.

eprasa.pl 6e9acfe919

Dodanie odczynnika	+
Wytrącanie się osadu, wydzielanie gazu	(–) (brak reakcji); ↓ (wytrąca się osad); ↑ (wydziela się gaz)
Barwa osadu (roztworu)	bia – biały; żół – żółty; szaroziel. - szarozielony, zielnieb – zielononiebieski, bia brnp – biały, brunatniejący na powietrzu, itp
Wygląd osadu	cś (ciemniejący na świetle), ser. (serowaty), gal. (galaretowaty), kryst. (krystaliczny), itp.
Rozpuszczalność w NH_3aq	ra (rozpuszczalny w nadmiarze), na (nierozpuszczalny w nadmiarze)
Rozpuszczalność w NaOH	rz (rozpuszczalny w nadmiarze), nz (nierozpuszczalny w nadmiarze)
Rozpuszczalność w kwasie octowym	rkw. oct (rozpuszczalny), nkw. oct (nierozpuszczalny)

ROZWIĄZANIE ZADANIA LABORATORYJNEGO

Przykładowe rozmieszczenie substancji w probówkach

Nr	Nazwa substancji
1	$Fe_2(SO_4)_3 + CoSO_4 + H_3PO_4$
2	$CrCl_3 + NiCl_2$
3	$CuCl_2 + SrCl_2 + HCl$
4	$MgSO_4 + K_2SO_4$
5	$Bi(NO_3)_3 + Pb(NO_3)_2 + HNO_3$
6	$ZnSO_4 + MnSO_4$

Nr	
A	roztwór jodku potasu
B	roztwór wody utlenionej
C	roztwór dimetyloglioksymu
D	roztwór tetrafenyloboranu sodu
E	roztwór molibdenianu sodu
F	roztwór tiocyjanianu potasu

Poniżej przedstawiono sposób rozumowania, który pomoże zrozumieć uzasadnienie identyfikacji przedstawione w arkuszu odpowiedzi

Ad ***b.*** Identyfikacja roztworów w probówkach **A** - **F**

W probówce **B** widać pęcherzyki gazu, co sugeruje obecność wody utlenionej. Dwa roztwory są lekko żółte. Jednym jest roztwór dimetyloglioksymu w probówce **C,** ma charakterystyczny zapach alkoholu, co zapewnia jednoznaczną identyfikację. Drugi żółtawy roztwór, w probówce **D**, ma wyraźny alkaliczny odczyn, co może wskazywać na tetrafenyloboran sodu. Dodanie tego roztworu do probówek **A**, **B**, **E** i **F** powoduje wytrącenie białego osadu w probówce **A** i **F**, co wskazuje na obecność w tych probówkach jonów potasu.

Zmieszanie roztworów **A**, **B** i kropli kwasu octowego lub roztworu HCl powoduje brunatnienie roztworu (odbarwienie po dodaniu szczypty kwasu askorbinowego), co potwierdza obecność wody utlenionej w **B** i jodku potasu w **A**.

Dodanie do probówki **E** szczypty kwasu askorbinowego powoduje niebieszczenie roztworu, zaś roztworu z probówki **B** (woda utleniona) powoduje powstanie żółtego roztworu. Próby te potwierdzają obecność molibdenianu sodu w probówce **E**.

Ad ***c.*** Identyfikacja wszystkich jonów w probówkach **1 – 6**

a) Wykrycie jonów ołowiu(II) przez dodanie do roztworów z probówek **1** – **6** kwasu chlorowodorowego. Tylko w probówce **5** powstaje biały osad rozpuszczalny po ogrzaniu i wytrącający się po oziębieniu. Mocno kwasowy odczyn roztworu **5** sugeruje obecność jonów łatwo hydrolizujących (np. Bi(III)). Wytrącony osad chlorku ołowiu po przemyciu roztworem kwasu chlorowodorowego rozpuszcza się w kwasie octowym.

b) Wykrycie jonów siarczanowych(VI) i chlorkowych przez dodanie roztworu z probówki **5** do roztworów **1**–**4** i **6**. W probówkach **1**, **4** i **6** powstają białe, krystaliczne osady, nierozpuszczalne po ogrzaniu, rozpuszczalne w kwasie octowym, charakterystyczne dla $PbSO_4$, zaś w probówkach **2** i **3** powstają białe osady rozpuszczalne po ogrzaniu charakterystyczne dla $PbCl_2$. Tak więc w probówkach **2** i **3** są jony chlorkowe oraz w jednej z nich prawdopodobnie jony strontu.

c) Oddzielenie jonów siarczanowych od kationów z probówek **1**, **4** i **6** poprzez strącenie osadu wodorotlenków. Z uwagi na mocno kwasowy odczyn w probówce **1** można podejrzewać obecność znacznej ilości kwasu, prawdopodobnie fosforowego(V). Dodawany po kropli roztwór NaOH do probówki **1** powoduje wytrącanie beżowego osadu, charakterystycznego dla fosforanu żelaza(III).

W probówce **6** też strąca się biało-beżowy osad, ale ciemniejący na powietrzu. Jest to charakterystyczne dla jonów Mn(II). Już po dodaniu kropli roztworu NaOH, w probówce **4** wytrąca się osad, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

d) Dysponując klarownym roztworem z probówki **4** po strąceniu wodorotlenku (zawierającym jony siarczanowe(VI)) wykrywa się jony Sr(II) w roztworze **3,** gdyż tylko z tym roztworem strąca się biały osad. W roztworze **4**, po oddzieleniu strąconego wodorotlenku, można sprawdzić obecność jonów cynku. Po ostrożnym zakwaszeniu w przypadku obecności Zn(II) wytrąciłby się osad. Nie obserwuje się zauważalnego zmętnienia, tak więc w próbce **4** nie ma jonów cynku. Dodanie do takiego roztworu zawartości probówki **D** (tetrafenyloboran sodu) powoduje wytrącenie białego osadu co pozwala wykryć jony potasu.

e) reakcje z wykorzystaniem roztworu amoniaku

eprasa.pl 6e9acfe919

Obserwacje podano w tabelce, gdzie „NH_3 mało” oznacza dodanie 2 kropel roztworu amoniaku ponad zobojętnienie kwasu, „NH_3 dużo” – dodanie 1-2 cm^3 roztworu amoniaku ponad zobojętnienie kwasu, „NH_3 dużo roztwór” – dodanie 1-2 cm^3 roztworu amoniaku i wygląd roztworu po sedymentacji osadu. Wnioski z przeprowadzonych prób przedstawiono w wierszach „wykryto”.

Nr	1	2	3	4	5	6
Barwa roztworu	Blado różowa	Szaro-fioletowa	zielona	bezbarwny	bezbarwny	bezbarwny
NH_3 mało	beżowy↓	szaroziel.↓	zielnieb.↓	biały↓	biały↓	biały brnp.↓
Wykryto w osadzie	Fe(III)	Cr(III)	Cu(II)	Mg(II)? Zn(II)?	Pb(II), Bi(III)	Mn(II)
NH_3 dużo	brązowy↓	szaroziel.↓	nikły osad	biały↓	biały↓	brun↓
„NH_3 dużo roztwór”	żółtawy	niebieskawy	nieb gran	bezbarwny	biała zaw.	bezbarwny
Wykryto w roztworze	Co(II)?	Ni(II)?	Cu(II)	K(I)?, Zn(II)?	?	K(I)?, Zn(II)?

Stosowane skróty: ↓ – osad, szaroziel. – szarozielony, zielnieb – zielononiebieski, biały brnp – biały, brunatniejący na powietrzu

Rozpuszczenie osadu z probówki **4** w kwasie chlorowodorowym i ponowne dodanie amoniaku nie wytrąca osadu, co jest charakterystyczne dla jonów magnezu.

f) reakcje z wykorzystaniem roztworu wodorotlenku sodu

Dodanie nadmiaru roztworu NaOH do roztworu z probówki **2** powoduje powstanie szarozielonej zawiesiny, dodanie do tej zawiesiny roztworu z probówki **B** (woda utleniona) i ogrzaniu powoduje powstanie żółtego roztworu, charakterystycznego dla jonów chromianowych(VI) i zielonkawego osadu wodorotlenku niklu. Żółty roztwór dodany do rozpuszczonego w kwasie octowym chlorku ołowiu (otrzymanego z probówki **5** z HCl) powoduje wytrącenie żółtego osadu chromianu(VI) ołowiu. Natomiast wprowadzenie nadmiaru roztworu NaOH do probówek **5** i **6** oraz dodanie wody utlenionej powoduje wytrącenie szaroczarnego osadu w probówce **5** (mieszanina brunatnego PbO_2 i białego $Bi(OH)_3$) oraz czarnego osadu MnO_2 w probówce **6**. Ostrożne zakwaszenie roztworu z probówki **6** po oddzieleniu MnO_2 powoduje wytrącenie osadu rozpuszczalnego w roztworze amoniaku, co jest charakterystyczne dla jonów cynku.

g) reakcje z wykorzystaniem roztworu KI

Brak reakcji dla probówek **2**, **4** i **6**.

Dodanie roztworu KI do probówki **1** powoduje żółknięcie roztworu od wydzielonego jodu (utlenianie jonów jodkowych przez Fe(III)). Żółta barwa znika po dodaniu kwasu askorbinowego. W przypadku probówki **3** obserwuje się brunatny roztwór i biały osad – typowa reakcja dla jonów miedzi z jonami jodkowymi. Dodanie 2-3 kropli roztworu KI do probówki **5**, powoduje wytrącenie czarnego osadu BiI_3. Ciecz znad zdekantowanego osadu reaguje z dodawanym roztworem jodku potasu wytrącając żółty, krystaliczny osad PbI_2.

h) reakcje z roztworem tiocyjanianu potasu

Brak reakcji z roztworami w probówkach **2**, **4**, **5** i **6**.

Po dodaniu roztworu KSCN z probówki **F** do roztworu z probówki **1** powstaje krwistoczerwone zabarwienie od tiocyjanianowego kompleksu żelaza(III). Zabarwienie to znika po dodaniu kwasu askorbinowego. Z kolei dodanie acetonu powoduje powstawanie niebieskiej barwy od tiocyjanianowego kompleksu kobaltu(II). Wprowadzenie tiocyjanianu potasu do roztworu próbki **3** powoduje powstanie żółto-brunatnego roztworu. Po dodaniu kwasu askorbinowego powstaje biało-szary osad CuSCN.

i) reakcja z molibdenianem sodu

Dodanie roztworu z probówki **E** do roztworu z probówki **1** powoduje żółknięcie roztworu. Z kolei po wprowadzeniu szczypty kwasu askorbinowego roztwór niebieszczeje, po czym przechodzi w granatowy. Wskazuje to na obecność jonów fosforanowych(V) w probówce 1 i molibdenianu sodu w probówce E.

*Ad a. Charakterystyka roztworów w probówkach **1-6**, prawdopodobne występowanie kationów.*
r**1** - mocno kwasowy, bladoróżowy – prawdopodobnie Co^{2+}, Mn^{2+}, inne bezbarwne jony; r**2** - lekko kwasowy, szarofioletowy – Cr^{3+}, pozostałe jony; r**3** - mocno kwasowy, niebieskozielony – prawdopodobnie Ni^{2+}, Cu^{2+}, inne bezbarwne jony; r**4** - obojętny, bezbarwny – wszystkie bezbarwne jony poza Bi^{3+}; r**5** - mocno kwasowy, bezbarwny – prawdopodobnie Bi^{3+}, inne bezbarwne jony; r**6** - obojętny, bezbarwny – wszystkie bezbarwne jony poza Bi^{3+};

eprasa.pl 6e9acfe919

*Ad b. Identyfikacja roztworów w probówkach **A** – **F***		
Probówka	wykryto	Uzasadnienie
A	Jodek potasu	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn roztw** obojętny **Obs. +** HCl + pr **B** → żółto-brun. zab. + kw.ask → odbarwienie; + pr **3** → żółto-brun. zab. i ↓biały
B	Woda utleniona	**Wygląd roztworu** bezb, pęcherzyki gazu **Odczyn roztw o**bojętny **Obs. +** pr **2** + $NaOH_{nadm}$ → żółto-zielone zabarwienie; + pr **E** → żółte zabarwienie
C	Dimetyloglioksym	**Wygląd roztworu** żółty, alkoholowy **Odczyn roztw o**bojętny **Obs. +** pr **2** +NH_3 → ↓ czerwony, kłaczkowaty; …….+ pr **3** → brunatne zabarwienie
D	Tetrafenyloboran sodu	**Wygląd roztworu** żółty, charakt. zapach **Odczyn roztw** zasadowy **Obs. +** pr **A** (lub pr **E**) → ↓biały; **+** pr **4** → ↓biały
E	Molibdenian sodu	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn roztw** obojętny **Obs.** + pr **B** → żółte zabarwienie + kw.ask → bz + kw.ask → bladoniebieskie zabarwienie, ciemniejące w czasie
F	Tiocyjanian potasu	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn roztw** obojętny **Obs.** +pr **1** → czerwone zabarwienie; +pr **3**+ kw.ask → ↓biały

Ad ***c.*** *Identyfikacja roztworów z probówek **1-6***		
Nr probówki	Wykryto	Uzasadnienie
1	Co^{2+} Fe^{3+} SO_4^{2-} H_3PO_4	**Wygląd roztworu** klarowny, lekko różowy **Odczyn** kwasowy. **Obs 1**. + NaOH → ↓beżowy, r HCl; +pr **F**→ czerwone zabarwienie **Obs 2**. +pr **F** → czerw. zab. + kw.ask → odb. + aceton → niebieskie zabarwienie **Obs 3**. + pr **3** → ↓biały **Obs 4.** + pr **E** → żółte. zab. + kw.ask → niebieskie, przechodzące w granatowe
2	Ni^{2+} Cr^{3+} Cl^-	**Wygląd roztworu** klarowny, szaroniebieski **Odczyn** obojętny. **Obs 1**. + $NaOH_{nadm}$ → ↓szarozielony ‖ roztw. ziel + pr **B** → żółte zab. **Obs 2**. + NH_3 → ↓szarozielony ‖ roztw. ziel + pr **B** → żółte zab. **Obs 3.** + pr **5** → ↓biały, serowaty, rozpuszczalny na gorąco
3	Cu^{2+} Sr^{2+} Cl^- HCl	**Wygląd roztworu** klarowny, zielononiebieski **Odczyn** mocno kwasowy **Obs 1**. + NH_3 → ↓szaroniebieski, rozpuszczalny w nadmiarze amoniaku **Obs 2**. + rpsow pr **4** → ↓biały, krystaliczny, nierozpuszczalny po ogrzaniu **Obs 3.** + pr **5** → ↓biały, serowaty, rozpuszczalny na gorąco
4	Mg^{2+} K^+ SO_4^{2-}	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn** obojętny **Obs 1**. +NH_3 → ↓biały, nrna, rozp w HCl +NH_3 → b.z. **Obs 2**. + pr **D** → ↓biały **Obs 3.** + pr **3** → ↓biały (lub + rpsow pr**5** zkw.oct → ↓biały)
5	Pb^{2+} Bi^{3+} NO_3^- HNO_3	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn** kwasowy **Obs 1**. + $NaOH_{nadm}$ → ↓biały ‖ roztw. bezb + kw. oct + pr **A** → ↓żółty **Obs 2**. + kilka kropli pr **A** → ↓czarny ‖ roztw. bezb + pr **A** → ↓żółty **Obs 3.** Obecność jonów azotanowych wynika z treści zadania
6	Mn^{2+} Zn^{2+} SO_4^{2-}	**Wygląd roztworu** klarowny, bezbarwny **Odczyn** obojętny **Obs 1**. + $NaOH_{nadm}$ → ↓beżowy +pr **B** → ↓czarny ‖ roztw. bezb + kkHCl → ↓biały **Obs 2**. + NH_3 → ↓beżowy +pr **B** → ↓czarny ‖ roztw. bezb + kkHCl → ↓biały **Obs 3.** + rpsow pr **5** zkw.oct → ↓biały (lub + pr **3** → ↓biały)

Stosowane skróty:
rpsow pr **4** – roztwór po strąceniu osadu wodorotlenku w pr **4**
rpsow pr **5** zkw.oct – roztwór po strąceniu osadu wodorotlenku w pr **5** i zakwaszeniu kwasem octowym
kkHCl – kilka kropli HCl
‖ - rozdzielenie osadu i roztworu

Ad ***d.*** *Uzasadnienie wyglądu próbki zawierającej kwas fosforowy oraz próbki zawierającej jony miedzi(II)*
Bladoróżowa barwa roztworu w probówce **1** jest charakterystyczna dla jonów Co(II). Brak charakterystycznej barwy dla wykrytych jonów Fe(III) (reakcja z tiocyjanianem potasu) spowodowane jest obecnością w próbce **1** jonów fosforanowych, które tworzą z jonami Fe(III) bezbarwny kompleks. Zielony roztwór w probówce **3**, w której wykryto jony Cu(II) spowodowany jest znacznym stężeniem kwasu chlorowodorowego. W tych warunkach jony miedzi(II) tworzą zielony kompleks chlorkowy zamiast niebieskiego akwakompleksu.

eprasa.pl 6e9acfe919

Ad ***e.*** *Równania reakcji zachodzących w trakcie prób wykonanych w celu identyfikacji*		
Lp	Numery probówek, roztwory	Równanie reakcji
1	pr **3** + NH_3	$Cu^{2+} + Cl^- + NH_3 + H_2O \rightarrow Cu(OH)Cl\downarrow + NH_4^+$
2	pr **3** + NH_3 nadm	$Cu(OH)Cl\downarrow + 4NH_3 \rightleftarrows [Cu(NH_3)_4]^{2+} + Cl^- + OH^-$
3	pr **3** + pr **4**	$Sr^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow SrSO_4\downarrow$
4	pr **2** + NaOH	$Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow$
5	pr **2** + NaOH ndm + pr **B**	$2Cr(OH)_3\downarrow + 4OH^- + 3H_2O_2 \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$
6	pr **1** + NaOH	$Fe(PO_4)_2^{3-} + 3H^+ + 2OH^- \rightarrow FePO_4\downarrow + HPO_4^{2-} + 2H_2O$
7	pr **1** + pr **F**	$Fe(PO_4)_2^{3-} + 4SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_4^- + 2PO_4^{3-}$
8	pr **4** + NaOH	$Mg^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow$
9	pr **5** + NaOH	$Pb^{2+} + 2OH^- \rightarrow Pb(OH)_2\downarrow$
10	pr **5**+ NaOH nadm + pr **B**	$Pb(OH)_4^{2-}\downarrow + H_2O_2 \rightarrow PbO_2 + 2H_2O + 2OH^-$
11	pr **6** + NaOH na pow	$2Mn^{2+} + 4OH^- + O_2 \rightarrow 2MnO(OH)_2\downarrow$ lub MnO_2
12	pr **6** + NaOH	$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow$
	pr **6** + NaOH nadm + HCl	$Zn(OH)_2\downarrow + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_4^{2-}$ $Zn(OH)_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2H_2O$
	pr **5** + pr**A**	$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$
	pr **5** + pr**A**	$Bi^{3+} + 3I^- \rightarrow BiI_3\downarrow$
	pr **2** + NH_3 nadm	$Ni^{2+} + 4NH_3 \rightleftarrows [Ni(NH_3)_4]^{2+}$

Autor zadania – Stanisław Kuś

Ciekły filtr

Ciekły filtr – czyli porowatą ciecz, która jest w stanie wyłapywać z mieszanin ściśle określone substancje – opracował zespół z udziałem naukowców z UAM w Poznaniu. Badacze mają nadzieję, że dzięki temu efektywne oczyszczanie mieszanin może stać się dużo prostsze.

Porowate materiały – zwykle w postaci ciał stałych - stosowane są w przemyśle, np. kiedy trzeba rozdzielić mieszaninę składającą się z różnych związków chemicznych lub oczyścić gazy.

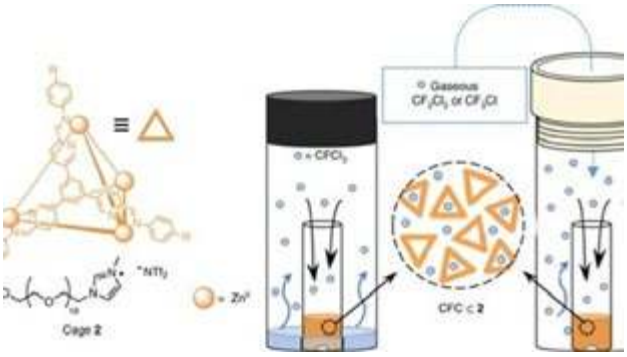
Od jakiegoś czasu naukowcy usilnie pracują jednak nad porowatymi cieczami. Mają nadzieję, że takie płynne substancje jeszcze skuteczniej pozwolą selektywnie oddzielać jedne składniki mieszanin od innych.

Być może w niektórych przypadkach wygodniej i bezpieczniej będzie przepuścić filtrowany materiał przez zbiornik wypełniony porowatą cieczą niż przez klasyczne filtry w stanie stałym. Porowatą ciecz – jak liczą naukowcy – będzie też zdecydowanie łatwiej ponownie wykorzystać. Aby bowiem z takiej porowatej cieczy „uwolnić" związane cząsteczki, wystarczy ją po prostu odparować.

Teraz międzynarodowy zespół naukowców (publikacja pod kierunkiem prof. Jonathana Nitschkego z Cambridge ukazała się w „Nature Chemistry" https://www.nature.com/articles/s41557-020-0419-2) zaprojektował i wytworzył porowatą ciecz jonową.

Jej pory są nanometrowej wielkości, mają kształt czworościanu i wykazują się dużą selektywnością w wiązaniu nie tylko strukturalnie różnych substancji w stanie ciekłym (np. izomerów alkoholi), ale również gazowym (np. fluorochlorowęglowodorów, czyli freonów).

W rozmowie z PAP jeden z autorów publikacji, dr hab. Artur Stefankiewicz, profesor z Wydziału Chemii i Centrum Zaawansowanych Technologii Uniwersytetu im. Adama Mickiewicza – wyjaśnia, że umiejętność separacji freonów jest o tyle istotna, że



związki z tej grupy są odpowiedzialne w dużej mierze za zjawisko dziury ozonowej.

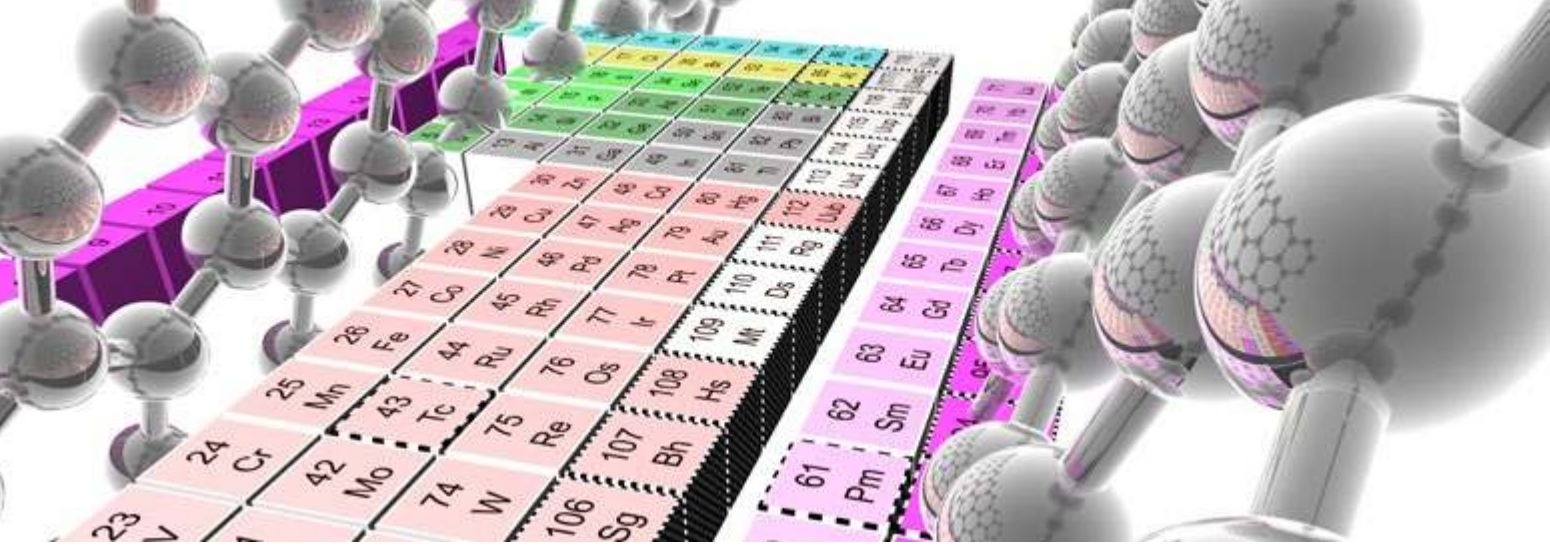
„Dzięki temu, że otrzymany ciekły materiał ma puste i regularne rozmieszczone nanopory o ściśle określonej wielkości, możemy niezwykle selektywnie umieścić w nich związek chemiczny np. cząsteczkę gazu, której kształt i rozmiar najlepiej pasuje do przestrzeni w tych porach" – mówi chemik.

Te niewidzialne gołym okiem wnęki wychwytują nawet bardzo podobne pod względem strukturalnym związki. Dzięki nim można więc rozdzielać cząsteczki o podobnym lub nawet tym składzie chemicznym, ale np. różnym kształcie.

Dzięki opisanej w pracy metodologii można też będzie – jak liczą badacze – łatwo zaadaptować wytworzony materiał porowaty tak, aby wiązał ściśle określony rodzaj cząsteczek. Pory te stanowią dobrze znane kompleksy koordynacyjne zbudowane z organicznych cząsteczek i jonów metali.

Źródło – PAP – Nauka w Polsce

eprasa.pl 6e9acfe919



Pięć najczęstszych błędów

występujących w podręcznikach do chemii – według Erica Scerriego. Analiza porównawcza źródeł anglojęzycznych i polskich

Maria Cieślak-Golonka

Na początku 2019 roku w czasopiśmie „*Foundations of Chemistry*" ukazała się publikacja Erica Scerriego pod tytułem „Pięć poglądów w edukacji chemicznej, które muszą zniknąć" (dosł. umrzeć) [1]. Autor jest znanym wykładowcą Uniwersytetu Kalifornijskiego w Los Angeles zajmującym się filozofią chemii. We wstępie do artykułu wyjaśnia, że pomysł na wybranie tematu zaczerpnął z niedawno opublikowanej książki „*This Idea must die*" („Ten pogląd musi umrzeć"), która okazała się bestsellerem na rynku amerykańskim. Stu siedemdziesięciu pięciu wybitnych uczonych reprezentujących różne dziedziny nauki przedstawiło w niej pojęcia występujące w podręcznikach szkolnych i uniwersyteckich, które według nich są przestarzałe i powinny być usunięte.

Niestety, wśród autorów nie było chemika. To zachęciło Erica Scerriego do przeanalizowania tekstów zamieszczonych w podręcznikach do chemii pod kątem ich zgodności z aktualną wiedzą. Analiza ta zaowocowała publikacją w „*Foundations*…". Eric Scerri omawia w niej pięć stwierdzeń wyjętych z książek anglojęzycznych, które według autora są błędne i powinny być usunięte. Interesująca wydaje się analiza porównawcza tych tematów zawartych w podręcznikach polskich zarówno szkolnych [2] jak i akademickich [3]. Wyniki i wnioski zostały przedstawione poniżej.

Oto problemy, które porusza w swojej pracy Eric Scerri:

1. Tylko roztwory o pH 7 są obojętne to znaczy, że jeśli roztwór jest obojętny, to wykazuje pH 7

Jak wiemy, pH to ujemny logarytm ze stężenia jonów wodorowych (hydroniowych).

Dysocjacja wody:

$$2H_2O = H_3O^+ + OH^-$$

Tradycyjnie w uproszczeniu piszemy, że:

$$H_2O = H^+ + OH^-$$

Iloczyn jonowy wody K_w wynosi:

$$K_w = [H^+]\,[OH]^- = 1{,}00 \times 10^{-14}\ (\mathrm{mol/dm^3})^2 \qquad T = 298{,}15\ \mathrm{K}$$

Wartość K_w zależy od temperatury, co innymi słowy oznacza, że stopień autodysocjacji wody od niej zależy.

Zgodnie z powyższym wzorem, w temperaturze 25 stopni Celsjusza $K_w = 1{,}00 \times 10^{-14}$, czyli stężenie $[H^+] = [OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-7}$, a pH = 7,00 i roztwór jest obojętny.

W temperaturze 50^0C $K_w = 5{,}47 \times 10^{-14}$, pH = 6,63 i roztwór także jest obojętny, czyli $[H^+] = [OH]^-$, choć nie ma pH = 7. W temperaturze 50°C autodysocjacja wody jest bardziej zaawansowana, co podnosi wartość iloczynu jonowego wody i pH roztworu obojętnego w tej temperaturze wynosi 6,63. Jednakowe stężenie jonów wodorowych (hydroniowych) i hydroksylowych występuje przy pH równym 6,63! Tak więc nie w każdym przypadku wystarczy wartość pH = 7, żeby roztwór był obojętny. I odwrotnie. Jeśli roztwór jest obojętny, to nie ma gwarancji, że jego pH jest równe 7. Warunkiem obojętnego odczynu roztworu nie jest pH = 7, ale jednakowe stężenie jonów wodorowych i hydroksylowych, które zależy od temperatury.

W polskich podręcznikach. podobnie jak w amerykańskich, rzadko podkreśla się zależność iloczynu jonowego wody od temperatury.

2. Reguła Le Chateliera i Brauna

Jest to zasada jakościowa przewidująca wpływ zmiany temperatury, ciśnienia i stężenia na zmianę równowagowego składu układu ustalającego się w wyniku reakcji chemicznej. Głosi ona, że

„Układ w równowadze poddany działaniu bodźca zewnętrznego zareaguje w sposób przeciwdziałający temu bodźcowi."

Według Erica Scerriego, opisywana w podręcznikach reguła przekory jest słuszna tylko w przypadku zmiany

eprasa.pl 6e9acfe919

stężenia i dlatego powinno się ją wycofać w całości jako przestarzałą. Tym bardziej, że omawiane zjawiska mogą być wyjaśnione na innej drodze i to w sposób ilościowy.

Zmiana ciśnienia. Na przykład, zwiększamy ciśnienie poprzez ściskanie balonu. Jeśli działa tu reguła przekory, to jak pisze Autor, w opinii studenta, musi zwiększyć się objętość, aby przeciwstawić się tej zmianie. Wiadomym jest, że układ w równowadze pod wpływem zwiększonego ciśnienia dąży do zmniejszenia objętości. W układach wieloskładnikowych, kierunek zmian zależy od stechiometrii w równaniu opisującym daną reakcję.

Na przykład, w reakcji:

$$3H_2 + N_2 = 2NH_3 \qquad \Delta H = -\ 92{,}38\ \text{kJ/mol}$$

stała równowagi wyrażona jest następująco:

$$K_p = \frac{p_{NH_3}^2 \left(p^0\right)^2}{p_{H_2}^3 p_{N_2}}$$

Podczas zmniejszenia objętości (ściskanie), gdy ciśnienie wzrośnie na przykład dwukrotnie, nastąpi dwukrotny wzrost wszystkich ciśnień cząstkowych, a iloraz ciśnień przyjmie wartość $K_p/4$. W tej sytuacji układ już nie jest w stanie równowagi. Aby ją odzyskać musi wzrosnąć licznik ilorazu, a zmaleć mianownik. Nastąpi więc dodatkowe połączenie wodoru z azotem i utworzenie amoniaku. Zatem w tym przypadku przekora polega na zmniejszeniu liczby cząstek w układzie poprzez przesuwanie równowagi w kierunku tworzenia amoniaku jako efektu zwiększonego ciśnienia. Wzrost ciśnienia w syntezie amoniaku spowoduje powstanie nowego stanu równowagi, dla którego stężenie produktu wzrasta.

Inaczej będzie w reakcji utleniania amoniaku

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6\ H_2O$$

W tym przypadku wzrost ciśnienia spowoduje przesunięcie stanu równowagi w kierunku wzrostu stężenia substratów.

Tak więc, efekt zmiany całkowitego ciśnienia jest zależny od stechiometrii reakcji.

Zmiana temperatury. Według Autora student (błędnie) rozumuje, że gdy w stanie równowagi podniesiona zostanie temperatura, to reakcja (na przekór) będzie przebiegać z wydzieleniem ciepła. Eric Scerri proponuje, aby zamiast posługiwać się wypowiadaną słownie regułą Le Chateliera i Brauna, korzystać ze ścisłej zależności termodynamicznej:

$$\frac{\mathrm{d}\ln K}{\mathrm{d}T} = \frac{\Delta H^0}{RT^2}$$

gdzie K to stała równowagi, R – stała gazowa, a ΔH^0 to standardowa entalpia reakcji.

Z powyższego wyrażenia wynika, że w zależności od charakteru termicznego (reakcja egzo- lub endotermiczna) wraz ze wzrostem temperatury stała równowagi maleje w pierwszym przypadku (egzo-, $\Delta H^0 < 0$), a w drugim (endo-, $\Delta H^0 > 0$) rośnie.

W reakcjach egzotermicznych, których przykładem jest synteza amoniaku, wraz ze wzrostem temperatury równowaga jest przesuwana w stronę lewą, co oznacza odtwarzanie substratów. Stąd płynie wniosek, że z termodynamicznego punktu widzenia dla uzyskania wyższych wydajności produktu reakcji należy wytwarzać amoniak we względnie niskich temperaturach. Konieczne ze względów kinetycznych wysokie temperatury mogą zostać obniżone (zoptymalizowane) dzięki zastosowaniu katalizatora.

Efekt zmiany temperatury zależy od charakteru reakcji, czyli od tego czy jest ona egzo- czy endotermiczna.

Ponadto, Eric Scerri zwraca uwagę na częsty zapis traktowania ciepła jako substratu w reakcjach endotermicznych, a produktu w reakcjach egzotermicznych. Taki zapis jest mylący, gdyż efekt cieplny dotyczy całości przebiegu reakcji w stanie równowagi.

Analiza polskich podręczników prowadzi do wniosku, że inaczej niż podaje Scerri, reguła L-B jest wyjaśniana w nich jasno i bez niepokoju przy pytaniu, co myśli student.

3. Orbitale 4s są jako pierwsze zajmowane i pierwsze opuszczane

A) Kolejność obsadzania elektronami orbitali

W podręcznikach kolejność zapełniania orbitali elektronami jest przedstawiana poprzez regułę (porządek) Madelunga:

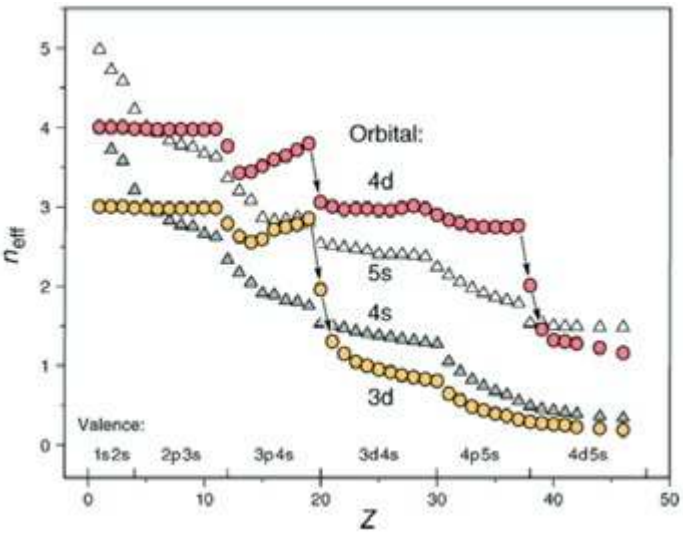
1s < 2s < 2p < 3s < 3p < **4s** < **3d** < **4p** <…

W ten sposób wyjaśnione jest „obsadzenie" elektronami trzech pierwszych szeregów układu okresowego i pierwszych dwóch pierwiastków okresu czwartego, czyli potasu i wapnia.

Dla zrozumienia schematu zapełniania elektronami orbitali w pierwiastkach przejściowych należy uwzględnić kilka efektów, które mają miejsce, gdy wprowadzane do układu są kolejne elektrony (oraz protony do jądra atomowego) i tworzą się nowe pierwiastki. Są one następujące:

1. „Zapaść energetyczna" orbitali d (rys 1).
2. Silniejsze odpychanie pomiędzy elektronami zajmującymi zwarte orbitale d aniżeli rozmyte sferycznie orbitale s, które ponadto charakteryzują się większą o jedność główną liczbą kwantową (4s w porównaniu z 3d), co zwiększa promień orbitalu 4s i pozwala na zminimalizowanie odpychania przebywających na większych odległościach elektronów.
3. Różnica w energii elektronów pomiędzy atomami wolnymi a związanymi chemicznie.
4. Stabilizacja orbitali s związana z ich najsłabszym ekranowaniem w oddziaływaniu z dodatnio naładowanym jądrem w atomach wieloelektronowych, a ponadto dodatkowa stabilizacja orbitali s mająca miejsce w atomach o wysokim ładunku jądra atomowego (Z), wywołana przyspieszeniem ruchu elektronów do wartości zbliżonych do prędkości światła (efekt relatywistyczny).

eprasa.pl 6e9acfe919



Rys. 1. Zmiana energii orbitali n_{eff}, jako funkcja liczby porządkowej Z [*reprodukcja za zgodą J. Chem. Educ. 2010, 87, 4,444. Prawa do przedruku (2020) ACS]* [4].

Na rysunku 1 widać, że dla K (Z = 19) i Ca (Z = 20) energie orbitali 4s leżą poniżej orbitali 3d. Dla skandu i następnych pierwiastków d elektronowych orbitale 3d leżą na osi energii poniżej orbitali 4s i to one zapełniają się elektronami jako pierwsze.

Interesujące jest kolejne pytanie, dlaczego zatem orbital 3d w skandzie zapełnia się tylko jednym, elektronem a pozostałe dwa obsadzają wyżej energetyczny orbital 4s? Innymi słowy - dlaczego skand ma konfigurację $3d^14s^2$, a nie $3d^34s^0$? Otóż, jak powiedziane było wcześniej, nie tylko energia orbitalu jest ważna, ale też inne efekty, w tym odpychanie międzyelektronowe. Orbital 3d jest bardziej zwarty, a 4s rozmyty i o większym promieniu, więc w tym drugim przypadku odpychanie jest mniejsze i dlatego w skandzie kolejne dwa elektrony zajmują orbital s. W efekcie konfiguracja Sc ma postać $3d^14s^2$, zamiast $3d^34s^0$. Ogólnie w całym szeregu pierwiastków d elektronowych (o wyjątkach *vide infra*) najkorzystniejsza energetycznie jest konfiguracja powłoki zewnętrznej s^2, ale należy pamiętać, że to nie ta powłoka zapełnia się jako pierwsza.

Konfiguracja elektronowa pierwiastków pierwszego szeregu metali przejściowych jest następująca:

Sc	[Ar] $3d^14s^2$
Ti	[Ar] $3d^24s^2$
V	[Ar] $3d^34s^2$
Cr	[Ar] $3d^54s^1$
Mn	[Ar] $3d^54s^2$
Fe	[Ar] $3d^6\ 4s^2$
Co	[Ar] $3d^74s^2$
Ni	[Ar] $3d^84s^2$
Cu	[Ar] $3d^{10}4s^1$
Zn	[Ar] $3d^{10}4s^2$

W polskich podręcznikach w kilku przypadkach występują błędnie podawane konfiguracje elektronowe pierwiastków przejściowych, tzn. najpierw 4s, a potem 3d.

B) Jonizacja atomów

Energia jonizacji E_j jest to minimum energii wymagane do usunięcia elektronu z powłoki zewnętrznej jonu lub atomu. W pierwiastkach przejściowych elektrony podpowłoki zewnętrznej s odchodzą przed elektronami podpowłoki d. Ilustruje to wielkość energii jonizacji, E_j. Na przykład, E_j (kJ/mol) pierwszego elektronu 4s dla Sc wynosi 633,09; drugiego 1234,99 i trzeciego 3d 2388,57.

4. Anomalna konfiguracja atomu chromu jako efekt wyjątkowej trwałości w połowie zapełnionej powłoki elektronowej atomu

Jak widać, w podanej powyżej konfiguracji elektronowej pierwiastków szeregu 3d, dla chromu występuje różnica w obsadzeniu elektronami orbitali. W wielu podręcznikach tłumaczy się to dodatkową stabilizacją wynikającą z obsadzenia w połowie zajętych orbitali d. Autor kwestionuje takie wyjaśnienie i zadaje pytania [1]:

Czy w połowie wypełniona podpowłoka d prowadzi automatycznie do konfiguracji ns^1? Odpowiada przecząco dając jako przykład mangan Mn [Ar] $3d^54s^2$. Pyta również czy atomowi o podpowłoce elektronowej ns^1 zawsze towarzyszy podpowłoka $(n-1)d^5$? Także odpowiada przecząco i jako przykład wymienia Nb $[Kr]4d^45s^1$, Ru $[Kr]4d^75s^1$ i Rh $[Kr]4d^85s^1$. Tak więc posiadanie w połowie wypełnionej podpowłoki d nie jest ani konieczne, ani wystarczające do wykazywania jakiejś „anomalnej" konfiguracji.

Profesor Bielański w książce „Podstawy chemii nieorganicznej" [3a] słusznie pisze: „Dla chromu należałoby oczekiwać $3d^44s^2$. Jednak konfiguracja z pięcioma niesparowanymi elektronami na orbitalach 3d okazuje się **energetycznie bardziej dogodna** i jeden z elektronów 4s przechodzi na orbital 3d.

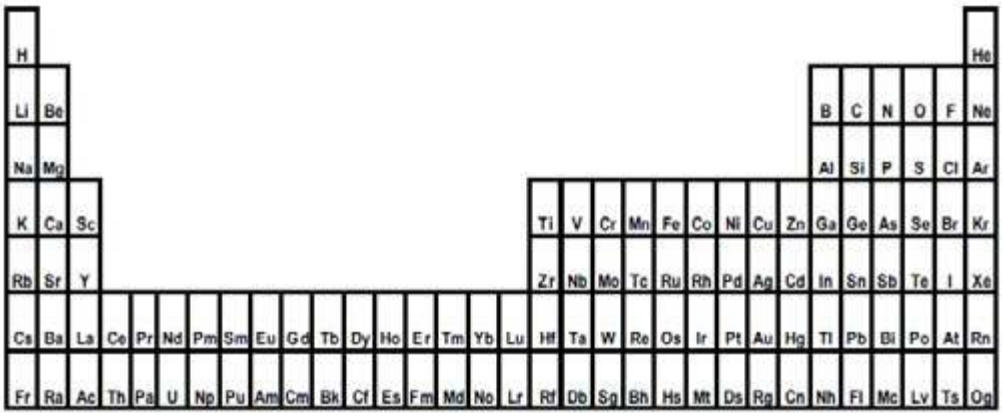
Tak więc tzw „anomalna" konfiguracja elektronowa chromu nie jest żadną anomalią, ale wynika z warunków energetycznych omówionych w punkcie 3. Sprzyjają one przyjmowaniu przez chrom nietypowego dla szeregu 3d układu elektronów $3d^54s^1$ jako bardziej stabilnego energetycznie aniżeli $3d^44s^2$.

5. Grupę 3 układu okresowego tworzy Sc, Y, La i Ac

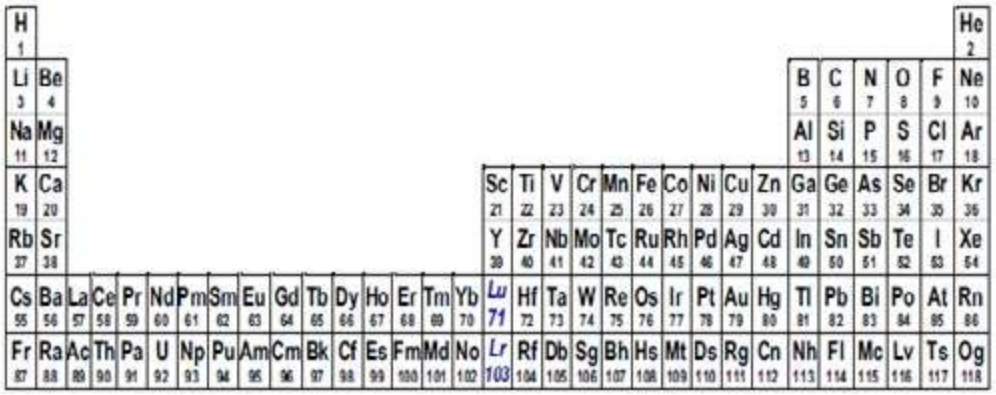
W wielu salach szkolnych i laboratoriach świata wisi tablica pierwiastków układu okresowego (tablica Mendelejewa). Jak wiadomo, odzwierciedla ona prawo okresowości, jedno z praw przyrody. Mówi się o niej, że jest to największe osiągnięcie chemii oraz najpełniejsza kompilacja wiedzy, jaką posiadł człowiek.

Właśnie minęło 150 lat od odkrycia prawa okresowości a UNESCO, agenda Organizacji Narodów Zjednoczonych do spraw Oświaty, Nauki i Kultury, ogłosiło rok 2019 rokiem układu okresowego. Jednakże chociaż tablica jest już całkowicie wypełniona przez 118 pierwiastków, to położenie niektórych wciąż budzi wątpliwości. Dotyczy to między innymi wodoru i helu, ale największe emocje budzi skład grupy 3. W większości tablic grupę trzecią tworzy skand, itr, lantan i aktyn (rys. 2).

eprasa.pl 6e9acfe919



Rys. 2. Forma długa układu okresowego. Skład grupy 3: Sc, Y, La, Ac.

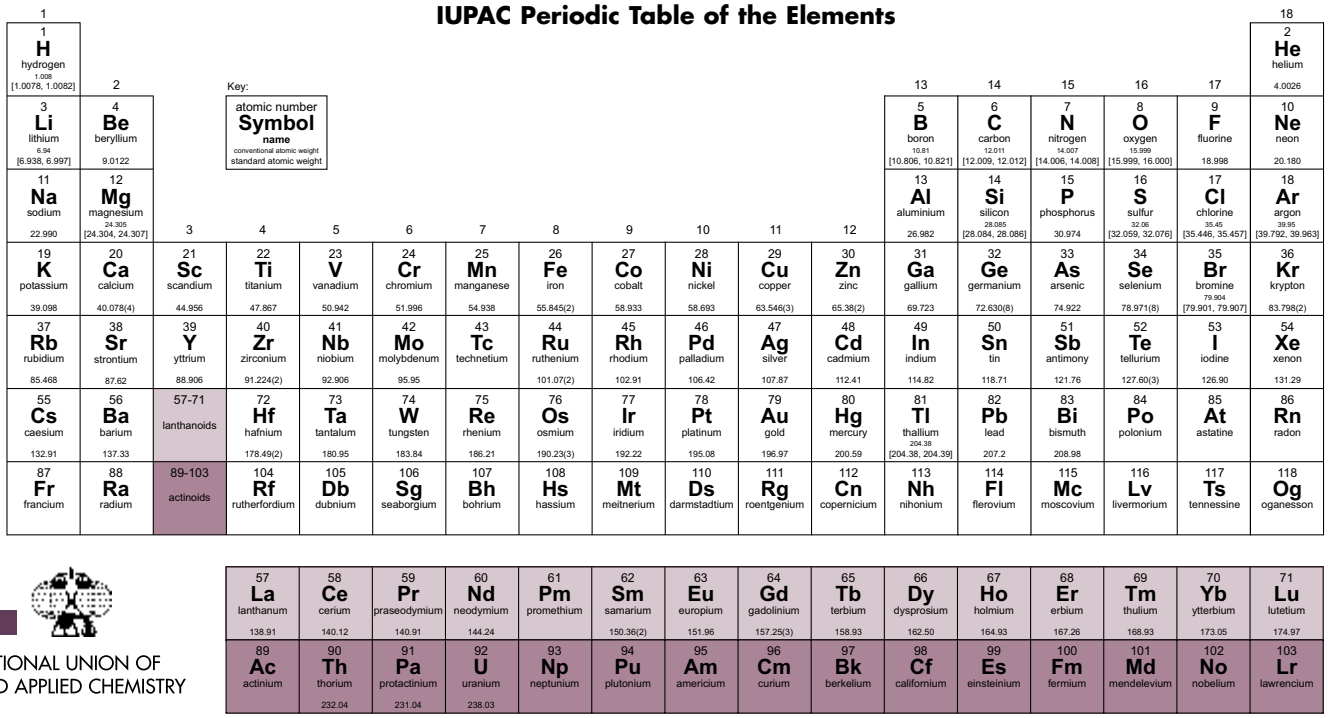


Rys. 3. Forma długa układu okresowego. Skład grupy 3: Sc, Y, Lu, Lr.

Zauważmy jednak, że na powyższym rysunku blok pierwiastków d elektronowych jest rozbity. Skand, itr, lantan, aktyn stanowiące grupę 3 są oddzielone od reszty bloku d.

Poznanie dokładnej konfiguracji iterbu: Yb:[Xe]$4f^{14}6s^2$ i lutetu: Lu: [Xe]$4f^{14}5d^16s^2$, które miało miejsce w latach osiemdziesiątych XX wieku, pozwoliło zaproponować alternatywne ułożenie tablicy (rys. 3). Iterb i nobel, mające w atomach po czternaście elektronów na podpowłokach f, są ostatnimi pierwiastkami tego szeregu, a lutet i lorens zostały umieszczone w grupie pierwiastków d elektronowych pod itrem. Zniosło to rozbicie grupy 3, ale nie zakończyło polemiki.

Specjalna komisja powołana w roku 2015 przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) do rozstrzygnięcia tego problemu, nie może jak dotąd, zakończyć sporu.



Rys. 4. Tablica średnio-długa układu okresowego.

eprasa.pl 6e9acfe919

Ktoś porównał tablicę układu okresowego do rzeźby, na którą pod różnymi kątami pada światło wywołując różnokształtne cienie. Propozycja bifurkacji, czyli zmiana składu grupy 3 w zależności od tego, jakie właściwości badamy, może być tego ilustracją. Jak wiadomo, u cięższych pierwiastków poziomy elektronowe leżą blisko siebie i mogą powstawać alternatywne konfiguracje.

Zanim zostanie osiągnięty consensus, oficjalna wersja tablicy średnio-długiej (rys. 4) pokazuje jedynie miejsce, w którym znajdują się pierwiastki o liczbach atomowych 57-71 i 89-103 bez wnikania w szczegóły

Jak podano wyżej, problemy pojawiają się, gdy przedstawiamy wersję długą tablicy.

W polskich podręcznikach skład grupy 3 układu okresowego jest niezmienny: Sc, Y, La, Ac. Jednak w wielu krajach coraz częściej pojawiają się tablice z grupą 3: Sc, Y, Lu, Lw.

Podsumowanie

Analiza powyższych zagadnień pozwala na wyciągnięcie następujących wniosków:

1. Należałoby podkreślić mocniej, że warunkiem obojętności roztworu są jednakowe stężenia jonów wodorowych i hydroksylowych, które zależą od temperatury.
2. W podręcznikach polskich reguła Le Châteliera i Brauna jest wyjaśniona prawidłowo.
3. Trzeba zwrócić uwagę, że w pierwiastkach d-elektronowych kolejność zapełniania orbitali jest wypadkową różnych efektów, a nie jedynie ilości elektronów.
4. Należy zrezygnować z tłumaczenia konfiguracji chromu, którego podpowłoka d jest zapełniona w połowie jako anomalii. Taka konfiguracja wynika z ogólnej zasady minimum energetycznego jako warunku maksymalnej trwałości.

Niejednoznaczność składu grupy trzeciej układu okresowego jest w dużym stopniu efektem braku odpowiedzi na pytanie, co determinuje położenie pierwiastka w układzie: jego konfiguracja czy właściwości. Nie wiadomo, kiedy i w jaki sposób ten problem zostanie rozwiązany.

Podziękowania

Serdecznie dziękuję Paniom Krystynie i Dorocie Gans oraz Państwu Iwonie, Julii i Adamowi Jezierskim za udostępnienie podręczników szkolnych.

prof. (em) dr hab. Maria Cieślak-Golonka
Politechnika Wrocławska

LITERATURA

[1] Scerri E.R., *Five ideas in chemical education that must die*, Found. Chem. 21, (2019) 61-69.
[2] a) Kałuża B., Kamińska F., *Chemia ogólna i nieorganiczna* Cz.1. zakres rozszerzony, Wydawnictwo Edukacyjne Z. Dobkowskiej, Warszawa (2004); b) Hejwowska S., Marcinkowski R., Staluszka J., *Chemia* , Cz. 1 i 2 , Podręcznik dla liceum, ogólnokształcącego, profilowanego i technikum, Wydawnictwo Operon, Gdynia (2003); c) Hejwowska S., Marcinkowski R., *Chemia*, Podręcznik, zakres podstawowy i rozszerzony, Wydawnictwo Operon Rumia (2002, 2004); d) Hejwowska S., Marcinkowski, R., Staluszka J., *Chemia 1*. zakres rozszerzony (ponadgimn.), Wydawnictwo Operon (2012); e) Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, cz.1., Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum (zakres podstawowy i rozszerzony), Wyd. Nowa Era, Warszawa (2004); f) Hassa R., Mrzigod A., Sułkowski W., *Chemia. Podręcznik i zbiór zadań w jednym*, lic. ogól. profil. technikum (zakres podst. i rozszerzony), Wyd. M. Rożak, Gdańsk (2002); g) Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia nowej ery*, cz.1 i 2, Podręcznik do gimnazjum, Wyd. Nowa Era W-wa (2009); h) Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J. *To jest Chemia*, Podr. szkół ponadgim. Wyd. Nowa Era W-wa (2012); i) Pazdro K.M., *Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne.* Podręcznik lic. i techn. rozszerz., Ofic. Ed. K. Pazdro, W-wa (2012); j) Pazdro K.M., *Chemia. Fundamenty*. Lic. Techn. zakres rozszerz., Ofic. Wydawn. K. Pazdro W-wa (2012).
[3] a) Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa (2002); b) Barycka I., Skudlarski K., *Podstawy chemii,* Oficyna Wydawnicza Politechniki Wrocławskiej, Wrocław (2001); c) Sienko M.J., Plane R., *Chemia. Podstawy i zastosowania* Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, Warszawa (2002); d) Jones L., Atkins P., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa (2004); e) Pauling L., Pauling P., *Chemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa (1997); f) Schweda E., *Chemia Nieorganiczna*, Wydawnictwo Medyczne i Farmaceutyczne MedPharm, Wrocław (2014); g) Cox P.A., *Chemia nieorganiczna. Krótkie wykłady*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa (2003).
[4] Schwarz W.H.E.,*The full Story of the Electron Configuration of the Transition Elements, J.Chem.Educ.* 87, 444 (2010).

Program LeadAir w walce ze smogiem

W Ministerstwie Klimatu zainaugurowano program LeadAIR. Zakłada on pomoc think-tanku Forum Energii wybranym miastom w transformacji energetycznej i w walce ze smogiem.

LeadAIR obejmie 17 miast. W założeniu ich samorządowcy i menedżerowie, poprzez szkolenia i indywidualne doradztwo, zdobędą wiedzę, narzędzia i inspirację do antysmogowych działań na gruncie miejskim. Jak podkreślała prezes Forum Energii Joanna Maćkowiak-Pandera, w perspektywie dyskusji o Europejskim Zielonym Ładzie miasta mają olbrzymi potencjał oszczędności i optymalizacji zużycia energii. Wskazała ona także na znaczenie odpowiednich regulacji, bo wolny rynek sam nie załatwi problemu smogu. „Najtańsze rozwiązania nie zawsze są najlepsze, często np. nie uwzględniają kosztów zewnętrznych" – powiedziała szefowa FE.

Zakaz spalania węgla w Warszawie od 2024

Deklarację o wprowadzeniu zakazu spalania węgla w gospodarstwach domowych od IV kwartału 2023 podpisał prezydent Rafał Trzaskowski oraz przedstawicielka Marszałka Województwa Mazowieckiego. Dodatkowo zadeklarowano wprowadzenie zakazu palenia w kominkach w dniach o podwyższonym zanieczyszczeniu powietrza.

Warszawa jest kolejnym miastem, w którym pojawią się nowe przepisy poprawiające jakość powietrza. 24 lutego 2020 r. przyjęto uchwałę antysmogową dla Sopotu, w którym od 1 stycznia 2024 r. obowiązywać będzie zakaz używania kotłów na węgiel i drewno. Pojawiają się również uchwały intencyjne wzywające do wprowadzenia podobnych przepisów w Kielcach, Tarnowie. Nad zakazem spalania węgla zastanawia się również Oświęcim, Racibórz i Sosnowiec.

eprasa.pl 6e9acfe919

Ciekawie i pożytecznie o polimerach

Agnieszka Czub-Czech, Kamil Czech

Nikt z nas nie jest zaskoczony sformułowaniem, że tworzywa sztuczne towarzyszą nam na co dzień, bo przecież wykonane są z nich opakowania do żywności, butelki plastikowe z wodą, zabawki dla dzieci, a nawet kosmetyki.

Niestety plastik szkodzi i zatruwa przyrodę, tworzywa sztuczne przedostają się do zasobów wodnych, żywności i niestety do naszych organizmów, co powoduje szkodliwe działanie na układ rozrodczy, zwiększa ryzyko raka piersi, choroby serca oraz cukrzycy. Sposobem zaznajamiania młodzieży szkolnej z ogromnym problemem zanieczyszczenia środowiska jest nie tylko program nauczania i jego zalecenia, ale także możliwość aktywności uczniów w różnych formach zajęć szkolnych oraz pozaszkolnych.

Współczesne życie na Ziemi niemożliwe bez polimerów?

W 1839 roku niemiecki aptekarz Eduard Simon wyizolował po raz pierwszy substancję z naturalnej żywicy – styren, a w roku 1909 L. H. Baekeland po raz pierwszy otrzymał żywice fenolowo-formaldehydowe. Niewątpliwie od tej pory nastąpił rozwój przemysłu tworzyw sztucznych. Każdy wprowadzony w następnych latach nowy rodzaj polimeru miał ogromne znaczenie dla rozwoju różnych dziedzin przemysłu: samochodowego, lotniczego, zbrojeniowego, kosmicznego, w budownictwie (materiały izolacyjne – styropian, szkło, beton, drewno), materiałach tekstylnych (jedwab, bawełna, celuloza, sztuczne włókna), medycynie i lecznictwie (opakowania lekarstw, opatrunki, sprzęt medyczny, protezy), żywności, a także w chemicznej replikacji reakcji biomolekularnych (kwasy nukleinowe, DNA). Świadczą o tym **Nagrody Nobla** za prace nad polimerami, które otrzymali:

- w 1953 r.: Hermann Staudinger – za badania fizykochemiczne polimerów, także biopolimerów, stworzenie teorii wiskozymetrii – techniki umożliwiającej we względnie prosty sposób oznaczanie średnich mas cząsteczkowych polimerów.
- w 1963 r.: Karl Ziegler i Giulio Natta – za badania dotyczące technologii polimerów oraz za zastosowanie związków metaloorganicznych w polimeryzacji
- w 1974 r.: Paul. J. Flory – za osiągnięcia zarówno teoretyczne, jak i eksperymentalne w dziedzinie chemii fizycznej makromolekuł
- w 2000 r.: Alan J. Heeger, Alan G. McDiarmid i Hideki Shirakawa – za odkrycie i badania nad polimerami przewodzącymi prąd elektryczny.

Reakcji polimeryzacji ulegają pojedyncze cząsteczki nazwane **monomerami** (gr. *meros* – część) tworząc **polimer** (gr. *polys* – liczny) – makrocząsteczkowy produkt:

$$nM \longrightarrow \text{—M—(M)}_{n-2}\text{—M—}$$

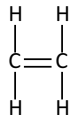
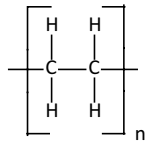
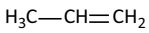
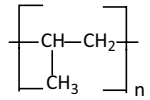
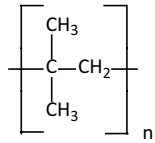
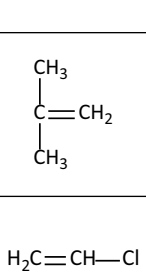
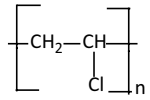
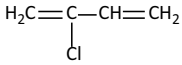
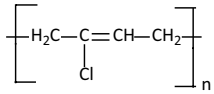
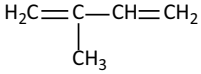
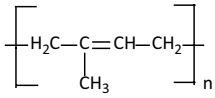
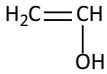
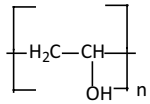
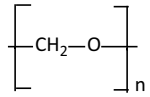
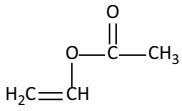
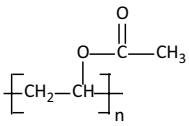
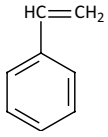
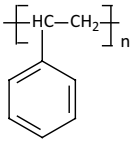
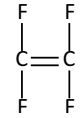
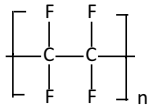
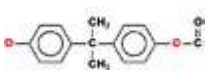
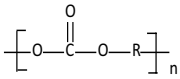
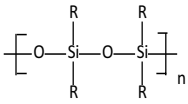
n cząsteczek monomeru → polimer o stopniu polimeryzacji n

Zawartość nawiasu stanowi tzw. jednostkę monomeryczną, czyli mer, gdzie *n* jest liczbą merów wchodzących w skład łańcucha polimeru. Stosuje się następujące nazewnictwo:

dimer – jednostka strukturalna złożona z dwóch merów
trimer – jednostka strukturalna złożona z trzech merów
kwatromer – jednostka strukturalna złożona z czterech merów
oligomer – jednostka strukturalna złożona z jednakowych od 1000 do 10 000 merów, mająca budowę liniową, rozgałęzioną, cykliczną
kooligomer – oligomer otrzymany z więcej niż jednego rodzaju monomerów

eprasa.pl 6e9acfe919

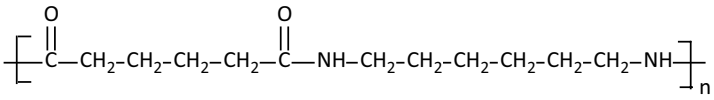
Najważniejsze tworzywa sztuczne

Nazwa surowca	Monomer	Nazwa polimeru (skrót)	Wzór polimeru	Zastosowanie
Etylen		Polietylen (PE)		Opakowania, folie, izolacje
Propylen		Polipropylen (PP)		Butelki, folie, sznurki, włókna, wykładziny, opakowania
Izobutylen		Poliizobutylen (PIB)		Izolacje elektryczne
Chlorek winylu		Poli(chlorek winylu) (PCV)		Płytki podłogowe, płyty winylowe, rury, folie, izolacyjne, pianki, sztuczna skóra
Chloropren (2-chloro-1,3-butadien)		Polichloropren (neopren)(CR)		Uszczelki, oleje, kable, węże
Izopren		Poliizopren		Kauczuk syntetyczny
Alkohol winylowy		Poli(alkohol winylowy) (PVAL)		Folie, powłoki,
Formaldehyd	HCHO	Poliformaldehyd (POM)		Części pomp, łożyska, aparatura chemiczna
Octan winylu		Poli(octanwinylu) (PVAC)		Składnik klejów, lakierów, farb
Styren		Polistyren(PS)		Galanteria, styropian, wyroby gospodarstwa domowego
Tetrafluoroetylen		Politetrafluoroetylen (teflon)(PTFE)		Uszczelki, izolacje, pokrycia patelni, aparatura chemiczna
$COCl_2$ + dian (bisfenol A)		Poliwęglany (PW,PC)		Części maszyn, szyby samolotów, urządzenia elektryczne
Chlorosilany +woda	R_2SiCl_2	Silikony (SI)		Kauczuki silikonowe, żywice

eprasa.pl 6e9acfe919

Polimery dzielimy na addycyjne (łańcuchowe) oraz kondensacyjne. Polimery addycyjne – alkeny i dieny, powstają według mechanizmu polimeryzacji łańcuchowej, co oznacza, że inicjator polimeryzacji, przyłączony do wiązania C=C, powoduje powstanie reaktywnego produktu pośredniego, który następnie przyłącza się do kolejnego wiązania C=C, tworząc nowy produkt pośredni, który atakuje kolejną cząsteczkę z wiązaniem C=C i w ten sposób reakcja powtarza się wiele razy. Masa molowa meru jest równa masie molowej monomeru.

W przeciwieństwie do tego poliestry i poliamidy to polimery powstające według mechanizmu polimeryzacji kondensacyjnej tzw. stopniowej, gdzie każde wiązanie w polimerze tworzy się oddzielnie, niezależnie od innych. Masa molowa meru nie jest wtedy równa masie molowej monomerów. Najbardziej znanymi związkami z grupy polimerów kondensacyjnych są poliamidy zwane nylonami, po raz pierwszy otrzymane przez Wallace'a Carothersa, o wzorze:



Ze względu na pochodzenie polimery dzielimy na: *naturalne* (kauczuk naturalny, kwasy nukleinowe, białka, peptydy, polisacharydy) oraz *syntetyczne* (tworzywa sztuczne, włókna sztuczne, farby, lakiery kleje, laminaty, membrany oraz składniki dodatkowe: pigmenty, barwniki, nośniki, napełniacze, środki przeciw palne, zmiękczacze).

Pomyśl o swojej planecie i zadbaj o środowisko

Niektóre polimery znajdują zastosowanie w ochronie środowiska, m. in. do oczyszczania ścieków, kultywacji gleby. Z drugiej strony produkcja tworzyw sztucznych oraz wykorzystywanie ich w gospodarce czy po prostu w życiu codziennym, w powiązaniu ze złymi nawykami konsumentów (śmiecenie), powodują ogromne obciążenie dla środowiska naturalnego. Polska produkcja polimerów i tworzyw sztucznych zajmuje szóste miejsce w Unii Europejskiej, co stanowi 3,2–3,5 mln ton rocznie. Rynek europejski produkuje 58,5 mln ton, a Polska ma w nim udział na poziomie 6,5%, co w przeliczeniu na statystycznego Polaka stanowi 75 kg.

Do wad tworzyw polimerowych zalicza się bardzo długi czas rozkładu, jeśli człowiek dokonuje zaśmiecania nimi środowiska naturalnego, tymczasem tworzywa polimerowe stanowią doskonałe materiały wtórne do ponownego przerobu w technologiach recyklingu. Tematyka ochrony środowiska oraz recyklingu jest potrzebna i chętnie podejmowana przez uczniów V Liceum Ogólnokształcącego im. ks. P. Ściegiennego w Kielcach. Uczniowie są świadomi, jak ważną sprawą jest znajomość ich właściwości oraz ciągłe pogłębianie wiedzy na ten temat. Przykładem takiej aktywności był udział w XIII edycji Ogólnopolskiego Konkursu pod hasłem: ODDAJ UŻYWANY TELEFON KOMÓRKOWY. POMAGAJĄC INNYM – POMAGASZ SWOJEJ SZKOLE

Konkurs polegał na zebraniu wśród uczniów, używanych, niepotrzebnych telefonów komórkowych, które mogą trafić do krajów rozwijających się w Afryce i Azji, gdzie posłużą innym dzieciom.

Głównym źródłem zanieczyszczeń powietrza w Polsce są gospodarstwa domowe. Odpowiadają one za prawie połowę całkowitej emisji pyłu zawieszonego, czyli produktów spalania węgla, drewna, a nierzadko śmieci w domowych piecach. Aby pogłębić świadomość społeczną oraz kształtować pozytywne nawyki ekologiczne, uczniowie wzięli udział w Ogólnopolskim Konkursie „Stop Smog" organizowanym przez Fundację Honor Pomagania Dzieciom zajmując II miejsce.

Recykling jest pojęciem powszechnie znanym. Co to oznacza w praktyce przekonał się uczeń VLO podczas Ogólnopolskiego Konkursu Kreatywnego Dla Ludzi

Fot. Nielegalne wysypiska na terenach zielonych to smutna rzeczywistość

Zebrane przez uczniów niepotrzebne telefony

eprasa.pl 6e9acfe919

z Wyobraźnią 2019 pt. „Anioły Mojej Wyobraźni". Jego praca konkursowa została stworzona z materiałów recyklingowych, czyli z pozoru niepotrzebnych, zaśmiecających środowisko i zajęła III miejsce.

Wychodząc naprzeciw potrzebom środowiska lokalnego, wiosną społeczność V LO zorganizuje akcję „ZIELONE TARCZE", której celem będzie sadzenie drzew antysmogowych na terenach zielonych wokół szkoły. Mamy świadomość, że w walce o czyste środowisko rośliny są naszymi największymi sojusznikami, bo w procesie ewolucji wykształciły mechanizmy obronne wychwytujące m.in. pyły zawieszone. Najbardziej skuteczne są gatunki drzew mające dużą powierzchnię liści. Im większa masa zieleni, tym większa skuteczność fitoremediacji, czyli „leczenia" środowiska.

mgr Agnieszka Czub-Czech
V Liceum Ogólnokształcące im. ks. P.Ściegiennego w Kielcach
mgr Kamil Czech
3ECH EDUKACJA

Literatura:

[1] John McMurry, Chemia organiczna, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.
[2] Przemysław Mastalerz, Chemia organiczna, PWN Warszawa 1984.
[3] Andrzej Ostrowski, Branża tworzyw sztucznych (raport) 02.07.2019.
[4] J. Pielichowski, A. Puszyński: Technologia tworzyw sztucznych, WNT, Warszawa 2003.
[5] J. Pielichowski, A. Puszyński: Chemia polimerów, WNT – TEZA, Kraków 2004.
[6] H. Karczmarek: Polimery 1997, 42, 521.
[7] T. Winnicki: Zastosowanie polimerów w ochronie środowiska. Arkady, Warszawa 1978.

W następnym wydaniu polecamy m.in.:

- Nagroda Nobla z chemii 2019
- Różne oblicza fosforanów
- Zadania teoretyczne z II etapu 66. Krajowej Olimpiady Chemicznej

Prenumerata 2020

I. PRENUMERATĘ NA ROK 2020 MOŻNA ZAMÓWIĆ BEZPOŚREDNIO U WYDAWCY

■ **Przez internet:** zakładka *Prenumerata 2020* na stronie www.aspress.com.pl i wypełniając formularz zamówienia na podstronie prenumeraty
■ **e-mailem: szewczyk24@gmail.com** ■ **telefonicznie:** 606 201 244 ■ **listownie:** Agencja AS Józef Szewczyk, ul. Warchałowskiego 2/58, 02-776 Warszawa

Cena prenumeraty w 2020 roku

Tytuł	Liczba wydań (I i II półrocze)	Cena egzemplarzowa	Cena prenumeraty rocznej	Cena prenumeraty w I półroczu
Dwumiesięczniki				
Chemia w Szkole	6 (3+3)	27,50	165,00	82,50
Geografia w Szkole	6 (3+3)	27,50	165,00	82,50
Fizyka w Szkole z Astronomią	6 (3+3)	30,00	180,00	90,00
Wiadomości Historyczne z WOS	6 (3+3)	30,00	180,00	90,00

Zamów prenumeratę przez Internet
www.aspress.com.pl/prenumerata-2020/

II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

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

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

eprasa.pl 6e9acfe919

Tylko u nas!
Pod jednym adresem
www.aspress.com.pl

Prenumerata
w wersji drukowanej
– nie ponosicie
dodatkowych opłat
za przesyłkę!

E-Prenumerata
– pliki PDF – wysyłamy
bezpośrednio
na Twój komputer!

Roczniki archiwalne
w wersji drukowanej
- do wyczerpania nakładu...

Wydania specjalne
– najciekawsze zbiory
artykułów, zadań
i scenariuszy lekcji!

Wydania darmowe
– Zamów, Czytaj
i wiedz więcej!

Wszystkie wydania od 2009 roku
w wersji PDF - bez ograniczeń!

eprasa.pl 6e9acfe919

Roczniki 2019 z 50% rabatem!

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

Oferta ważna do wyczerpania nakładu

eprasa.pl 6e9acfe919