

# Chemia w Szkole

CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

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

Nr 1 STYCZEŃ/LUTY 2013

**pH** wodnych  
roztworów  
elektrolitów

**Chemia materiałów  
wybuchowych**



**Zadania  
dla gimnazjalistów**

# Erytrocyty

– czerwoni kurierzy

82050301301001

ISSN 0411-8634

01



9 770411 863303

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

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

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

Zmieniamy się  
dla Ciebie!



**Sprawdź nas - zamów prenumeratę!**

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

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



## Szanowni Państwo

Każdy młody entuzjasta chemii zaczynał swoją „karierę” (czasem nawet, jak pokazuje przyszłość, bez cudzołóstwu) od przeprowadzania różnego rodzaju efektywnych reakcji, w których niepoślednią rolę zajmowały małe, na domową miarę projektowane, eksplozje. Z wiekiem na ogół wyrasta się z takich fascynacji, ale istnienia i znaczenia różnego rodzaju materiałów wybuchowych, tego korzystnego i tego przerażającego, nie można ignorować. Pani dr inż. J. Ortyl w swoim interesującym opracowaniu dokonuje syntetycznego przeglądu tradycyjnych i nowoczesnych materiałów wybuchowych, opisując zarazem interesujące okoliczności ich wynalezienia. Dopelnieniem tej tematyki jest opracowanie p. mgr inż. M. Strefnela, nawiązujące do analitycznej metody fotometrii płomieniowej poprzez opowieść o barwach płomieni, wywoływanych wzbudzeniem elektronów w jonach różnych metali.

Całkowicie odmienną tematykę prezentuje artykuł p. J. Pacholczyka o czerwonych ciałkach krwi – erytrocytach i chemicznej charakterystyce przenoszenia przez nie tlenu. To kolejny na naszych łamach artykuł z pogranicza nauk, tym razem: chemii, biologii, medycyny i fizjologii.

Mamy jednak w Redakcji świadomość, że wielu naszych Czytelników oczekuje opracowań przydatnych bezpośrednio na lekcjach chemii, zarówno w gimnazjum, jak i w liceum. Nie mogło więc w niniejszym numerze zabraknąć stosownych propozycji, w tym dalszego ciągu oryginalnych zadań egzaminacyjnych dla gimnazjów, opracowanych przez pp. mgr. Z. Gawrona, mgr. inż. M. Kwiatkowskiego i mgr. inż. E. Trybalską. Z kolei p. K. Kaznowski oraz p. dr M. Czaja i p. dr D. Jacewicz przedstawiają swoje propozycje dla liceów.

Zamieszczony w poprzednim numerze, pełen polemicznego ferworu artykuł P. dr. Krzysztofa Pazdro wzbudził spore zainteresowanie, zatem nasi Czytelnicy z pewnością z zainteresowaniem zapoznają się z następnym opracowaniem tego samego Autora, poświęconym tym razem intrygującym „niespodziankom w podstawie programowej”. Pozostaje mi tylko, tak jak poprzednio, zachęcić Państwa do dyskusji. Z przyjemnością odnotowujemy, że dyskusje takie się rozwijają, także na łamach „Chemii w Szkole”, co oznacza, że nasze czasopismo jest uważnie czytane.

W numerze tym zamieszczamy również zadania I etapu 59. Krajowej Olimpiady Chemicznej.

Życzę Państwu przyjemnej lektury.

**Chemia w Szkole**

**edu PRESS** Czasopisma Pedagogiczne

NUMER 1 STYCZEŃ/LUTY 2013

302 (LVIII) indeks 354562 ISSN 0411-8634

Nakład 5500 egz. CENA zł 19,50 (w tym 5% VAT)

Zdjęcie na okładce: Erytrocyty (fot. Fotolia)

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

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

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

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

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

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

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

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

Prezes Zarządu Michał Włodarczyk

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

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

Dyrektor zarządzający Anna Gryczewska, a.gryczewska@raabe.com.pl

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

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

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

Skład i łamanie Vega design

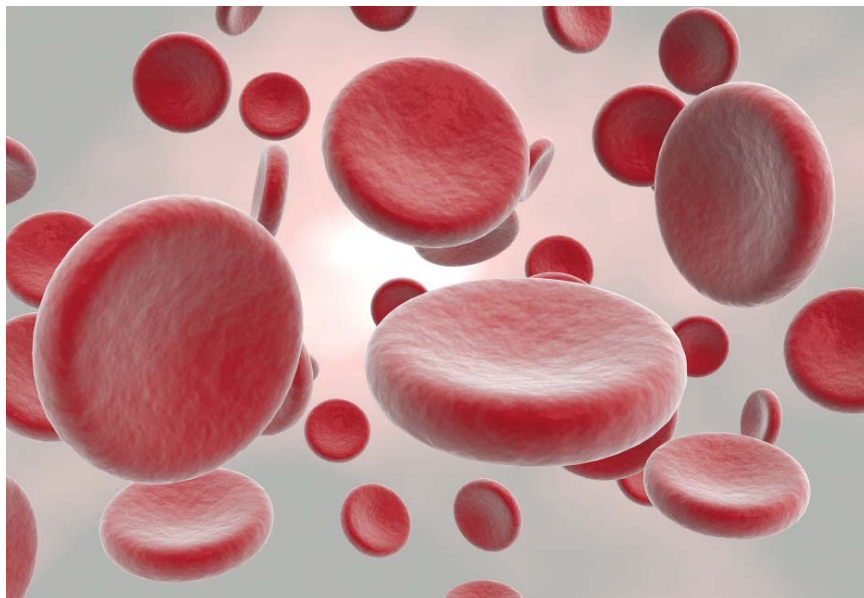
Druk i oprawa Pabianickie Zakłady Graficzne SA, 95-200 Pabianice, ul. P. Skargi 40/42

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

## Nauka i technika

4. Ciekawostki  
Marek Orlik

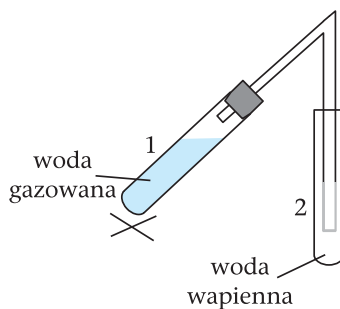
5. Erytrocyty – czerwoni kurierzy  
Jakub Pacholczyk



## Metodyka i praktyka szkolna

11 Propozycje zadań doświadczalnych skonstruowanych według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego – część II

• Zbigniew Gawron, Michał Kwiatkowski, Ewa Trybalska



20 pH i pOH wodnych roztworów elektrolitów. Poziom kształcenia: Liceum ogólnokształcące, zakres rozszerzony • Kamil Kaznowski

26 Propozycja zadań dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych z zakresu chemii ogólnej  
• Małgorzata Czaja, Dagmara Jacewicz

## Kształcenie nauczycieli chemii

29 Niespodzianki w podstawie programowej  
• Krzysztof M. Pazdro

## Konkursy i olimpiady chemiczne

31 59. Krajowa Olimpiada Chemiczna Etap I • Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

## Informacje, recenzje, porady

36 Sylwestrowe atrakcje i fotometria płomieniowa • Michał Strefnel

## Listy do redakcji

38 Śladem naszych publikacji „Skąd się biorą leki”

• Jarosław Lewkowski

39 Odpowiedź na list do redakcji przesłany w nawiązaniu do artykułu pt. „Skąd się biorą leki?”

• Izabella Jastrzębska

## Spis treści rocznika

40 Spis treści rocznika 2012

## Nauka i technika

43. Wybuchowa moc chemii  
Joanna Ortyl



# 10 największych osiągnięć naukowych w 2012 r.

**R**enomowany miesięcznik „Science” opublikował coroczne, własne zestawienie największych osiągnięć naukowych w minionym roku.

1. Na pierwszym miejscu umieszczone zostało odkrycie cząstki elementarnej, będącej najprawdopodobniej przewidzianym w 1964 r. bozonem Higgsa, stanowiącym brakujący element w tzw. Modelu Standardowym, w fizyce cząstek elementarnych. Istnienie bozonu Higgsa pozwala bowiem przypisać w tym modelu cząstkom elementarnym ich rzeczywistą masę, która ma wynikać z oddziaływania cząstek z polem Higgsa wypełniającym przestrzeń.
2. Zastosowanie nowej techniki sekwencjonowania DNA do prehistorycznego, niekompletnego materiału pozwoliło na określenie genomu denisowianczyków (krewniaków ludzi i neandertalczyków, żyjących ok. 80 tys. lat temu) na podstawie badania znalezionych w jaskini Denisowa na Syberii kostki z palca pewnej, jak przy okazji wykazano - młodej, ciemnowłosej i ciemnoskórej kobiety o brązowych oczach (!).
3. Uzyskanie komórek macierzystych z mysich komórek skóry, przekształconych następnie w komórki jajowe, które zapłodniono *in vitro*, prowadząc do powstania potomstwa, zdolnego do dalszego rozmnażania się.
4. Lądowanie amerykańskiego łazika Curiosity na Marsie, dokonane według wyrafinowanej procedury „podniebnego żurawia”, z udziałem radaru określającego odpowiednie miejsce tego lądowania.
5. Postęp w określaniu struktury białek z użyciem lasera rentgenowskiego. Pozwoliło to na selektywne zablokowanie enzymu wykorzystywanego przez pasożytniczego świdrowca, wywołującego śpiączkę afrykańską. Poznanie dokładnej struktury tego enzymu było istotne ze względu na występowanie w ludzkim organizmie innego podobnego enzymu, którego jednoczesne zablokowanie niedostatecznie selektywną metodą nie byłoby korzystne.
6. Opracowanie nowoczesnej, enzymatycznej metody aktywacji lub dezaktywacji wybranych genów, pozwalającej m.in. na określanie ich roli w organizmach.
7. Prawdopodobne odkrycie przez holenderskich naukowców, po 75 latach poszukiwań, tzw. fermionów Majorany – przewidywanych teoretycznie cząstek elementarnych, które są swoimi własnymi antycząstkami ulegającymi anihilacji. Ścisłej, fermiony te okazały się quasi-cząstkami – grupami oddziałujących ze sobą elektronów, zachowującymi się jak pojedyncze cząstki. Mogą one stać się podstawą przechowywania informacji w komputerach przyszłości.
8. Wykazanie, że tzw. „śmieciowe DNA”, uważane za nieistotną pozostałość po rozwoju ewolucyjnym, pełni jednak istotną rolę poprzez kontrolowanie genów i wpływ na sterowanie białkami.
9. Skonstruowanie prototypu mechanicznej ręki, którą osoby sparaliżowane mogą sterować w przestrzeni trójwymiarowej za pomocą myśli.
10. Postęp w dziedzinie badań nad neutrinami, polegający na opisie sposobów przechodzenia między ich stanami, określanymi jako ich „zapachy”.

[1] <http://www.sciencemag.org/site/special/btoy2012/>

[2] <http://wiadomosci.wp.pl/kat,18032,title,10-najwiekszych-naukowych-hitow-roku-2012-wedlug-tygodnika-Science,wid,15210446,wiadomosc.html>

## Mrówki, termity i... gorączka złota

**D**ziewiętnastowieczni uczestnicy gorączki złota w Stanach Zjednoczonych, Brazylii, Australii, Kanadzie czy Republice Południowej Afryki musieli często zdawać się na tut szczęścia i tylko stosunkowo niewielu z nich dorobiło się w ten sposób okazałej fortuny. Następujące z tego powodu migracje stosunkowo dużych grup ludności przyczyniły się jednak do zasiedlenia nowych regionów i wywarły znaczący wpływ na kulturę powstających przy tej okazji lokalnych społeczności. Choć wydarzenia te mogą wydawać się przeszłością, barwnie odmalowywaną potem w różnych westernowych produkcjach, warto wiedzieć, że gorączki złota odnotowuje się nawet w XXI wieku – w Mongolii (2001 r.), Brazylii (2006 r.) i Peru (2009 r.). Ostatnio australijscy naukowcy zaproponowali, aby w tych niełatwych nawet dziś poszukiwaniach skorzystać z działalności... mrówek i termitów. Owady te, budując swoje kopce, wynoszą na powierzchnię ziemi różne substancje, w tym złoto. Ciekawostką jest to, że termity pozbywają

się nadmiernej ilości pobranego złota przez gromadzenie go w swoim układzie wydalniczym w postaci małych kamyczków, przypominających strukturą kamienie nerkowe u ludzi. Choć złota w kopcach jest oczywiście bardzo mało (rzędu 20 ppb), może to być wystarczająca przesłanka dla istnienia położonych głębiej złóż tego szlachetnego metalu. Spostrzeżeniem tym zainteresowały się już różne górnicze koncerny. Tak oto mrówki i termity zapisały się na kartach historii poszukiwań złota. Może to początek nowej gorączki złota?

[1] [http://en.wikipedia.org/wiki/Gold\\_rush](http://en.wikipedia.org/wiki/Gold_rush)

[2] <http://wiadomosci.wp.pl/kat,18032,title,Mrówki-i-termity-maja-pomoc-szukac-zlota,wid,15167368,wiadomosc.html>

[3] <http://www.csiro.au/Portals/Media/Ant-and-termite-colonies-uneath-gold.aspx>

[4] <http://news.nationalgeographic.com/news/2012/12/121212-termites-gold-metals-bugs-weird-science-environment/>

[5] Geochemistry: Exploration, Environment, Analysis, November 2012. v. 12, no. 4, p. 327–337

Oprac. Marek Orlik

# Erytrocyty – czerwoni kurierzy

Jakub PACHOLCZYK

**W** każdej dobie naszego życia przez serce człowieka przepływa 6912 litrów krwi, która niesie ze sobą niezbędne do życia składniki odżywcze: tlen, wodę i elektrolity. We krwi podróżują brońce każdego zakątka organizmu komórki układu odpornościowego: monocyty, neutrofile (komórki specjalizujące się w zabijaniu bakterii), eozynofile (eliminują obce białka, odgrywają dużą rolę w zakażeniach pasożytniczych), bazofile (potrafią wchłaniać mikroby, a także magazynują histaminę), limfocyty B (produkujące przeciwciała), limfocyty T (odpowiedzialne za niszczenie komórek zakażonych lub wspieranie pozostałych elementów układu odpornościowego), komórki tłuszczne (miejscowo wywołujące stan zapalny podczas inwazji pasożytniczej lub bakteryjnej) i makrofagi (komórki żerne). Aby krew mogła krążyć w systemie zamkniętym, potrzebne są płytki krwi, które tamują każde pęknięcie i przeciek, tym samym uniemożliwiając krwi opuszczenie łożyska naczyniowego.

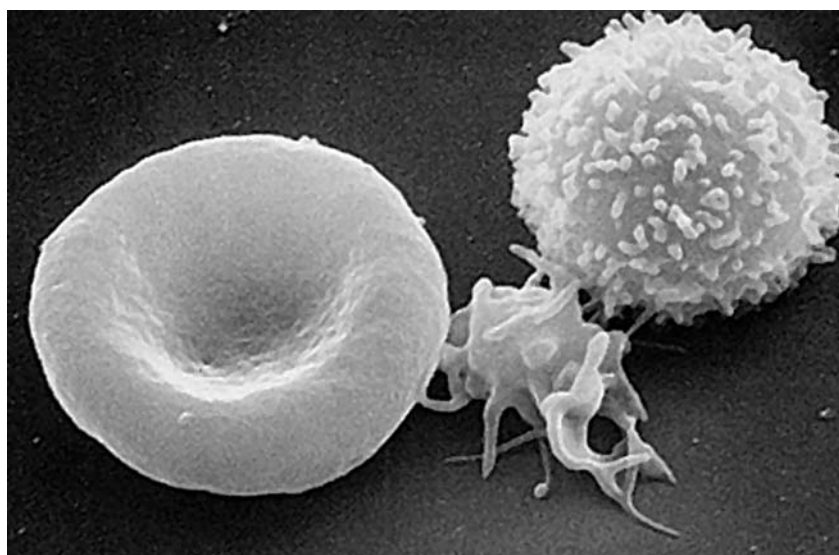
Krew to nie tylko transport „do”, ale także „z”, gdyż krew, należąca do tkanek łącznych, przenosi niepotrzebne organizmowi produkty przemiany materii, kierując je do narządów usuwających je (nerki,

płuca) lub do wątroby, gdzie zachodzi ich neutralizacja, a także recykling, np. w przypadku hemoglobiny, o czym mowa będzie w dalszej części artykułu.

W każdym milimetrze sześciennym naszej krwi zawieszonych jest od 4,5 do 5,9 miliona erytrocytów, co sprawia, że w ciągu doby przez serce przepływa ok. 36 miliardów erytrocytów. Dane te w przybliżeniu dotyczą dorosłego mężczyzny o masie ciała ok. 70 kg, średniej ilości erytrocytów w  $\text{mm}^3$  równej 5,2 mln, przy średnim dobowym tętnie 60 uderzeń na minutę. Ta imponująca liczba czerwonych krwinek wskazuje na ich olbrzymią rolę. Ale, aby mogły one pełnić swoje funkcje, po-

trzebne są niezwykle zaawansowane i precyzyjne mechanizmy, nadające im właściwy kształt, odżywiające, naprawiające i chroniące (praca przy transporcie tlenu jest bardzo niebezpieczna z powodu powstawania wolnych rodników w erytrocytach), a także pozwalające na wtórne odżyskiwanie żelaza i białek z hemoglobiny rozpadłych erytrocytów.

Jak wyżej wspomniano, praca przy dostarczaniu tlenu do tkanek i odbieraniu protonów, powstałych w metabolizmie tkankowym, jest bardzo szkodliwa i wyniszczająca dla erytrocytów. Z tego względu erytrocyty dość wcześnie przechodzą na zasłużoną emeryturę (żyją do 120 dni). Rozkładane są w śledzionie,



Fot. 1. Erytrocyt, trombocyt, leukocyt. Dwuwklęsły kształt czerwonej krwinki warunkowany jest przez białka strukturalne: spektrynę, ankirynę i liczne formy aktyny

a produkty ich rozkładu (białka i żelazo) są wtórnie wykorzystywane.

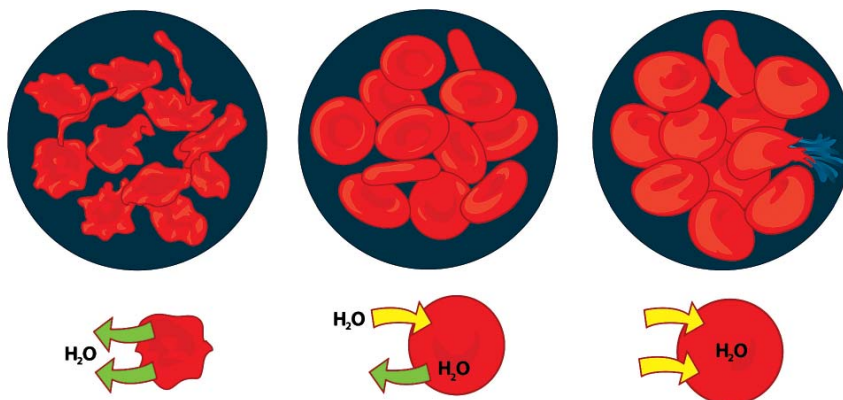
Każda cząsteczka hemoglobiny w erylocyocie zawiera 4 cząsteczki hemu, który metabolizowany jest do biliwerdyny (zielony barwnik), a ta z kolei do bilirubiny (żółto-pomarańczowy barwnik). Stąd znane wszystkim, najpierw fioletowe (zniszczone erylocyoty), potem zielone (biliwerdyna), aż do żółtego (bilirubina) zabarwienia towarzyszące schodzeniu podskórnego krwiaka, zwanego potocznie siniakiem.

Bilirubina połączona z albuminą, o której za chwilę, wędruje do wątroby, w której połączenie z albuminą zostaje zwolnione, następnie bilirubina jest sprzęgana z kwasem glukuronowym, co umożliwia wydzielanie jej do żółci i hamuje przedostawanie się przez barierę krew-mózg.

Albuminy są to dominujące białka osocza. Ich cząsteczki mają ujemny ładunek, dzięki czemu nie przechodzą przez ostatnią warstwę bariery filtracyjnej w nerkach, która również ma ładunek ujemny, dzięki anionowym glikoproteinom. To one regulują ciśnienie onkotyczne (jeden z rodzajów ciśnienia osmotycznego), które równoważy ciśnienie krwi w naczyniach. Krótko mówiąc, ciśnienie hydrostatyczne krwi wywołuje pozbywanie się z niej wody, a ciśnienie onkotyczne odpowiada za efekt odwrotny. Stąd obrzęki (charakterystyczne powiększone brzuchy i spuchnięte kończyny dolne) u osób niedożywionych, alkoholików, u osób z zaburzeniami wchłaniania, spowodowane deficytami białek, w tym albumin. Brak albumin jest równoznaczny z dominacją ciśnienia hydrostatycznego, które wypiera wodę z naczyń do tkanek, powodując obrzęki (rys. 1).

## Narodziny erylocyotu

Skomplikowany proces powstawania erylocyotów nazywamy jest erytropoezą. Jest to proces wieloetapowy, kontrolowany przez hormony i cytokiny, czyli czynniki wzrostu, za-



Rys. 1. Równowaga ciśnienia hydrostatycznego krwi i ciśnienia onkotycznego czerwonych krwinek zapobiega usuwaniu wody z erylocyotów i powstawaniu widocznych obrzęków

chodzący w szpiku kostnym. W życiu płodowym erytropoeza zachodzi również w śledzionie, która to jeszcze w 3. trymestrze ciąży staje się dla płodu miejscem eliminacji starych lub nieprawidłowych erylocyotów.

Aby ta swoista „taśma produkcyjna” ruszyła, niezbędne są surowce, bez których erytropoeza nie odbędzie się lub zatrzyma przedwcześnie, nie osiągając zamierzonego celu, jakim jest powstanie czerwonej krwinki. Na początku całego procesu znajduje się erytropoetyna (EPO). Jest to hormon peptydowy, produkowany przez nerki i wątrobę. Więcej erytropoetyny to więcej krwinek czerwonych, więcej krwinek czerwonych to więcej tlenu dla tkanek (w tym mięśni), a co za tym idzie poprawa tolerancji wysiłku, wzrost zdolności do osiągania ponadprzeciętnych wyników sportowych. Wzrost wydzielania EPO można osiągnąć poprzez trening w warunkach obniżonej zawartości tlenu w powietrzu (w górach). Niestety coraz częstszym procederem staje się używanie przez sportowców dopingu w postaci EPO egzogennej (czyli syntetycznej, podawanej wbrew zapotrzebowaniu organizmu). EPO stosowana jest ponadto jako lek u ludzi z niewydolnością nerek. Niezależnie od pochodzenia i celu zwiększenia erytropoetyny w ustroju, jej obecność doprowadza do wzrostu ciśnienia tętniczego krwi, a także wzrostu ryzyka choro-

by zakrzepowo-zatorowej. W chorobie tej, wskutek zwiększenia ilości czerwonych krwinek, dochodzi do spowolnienia ich przepływu, zatykania drobnych naczyń, zlepiania krwinek i tworzenia zakrzepów (zlepów płytek krwi, kolagenu, fibroblastów, erylocyotów), które mogą wędrować siecią naczyń, aż wreszcie natrafią na naczynie, przez które nie uda się przecisnąć. Na domiar złego, naczyniem tym są z reguły tętnice płucne, których zamknięcie grozi w wielu wypadkach natychmiastowym zgonem. Szczególnie niebezpieczny jest tzw. zator jeździec, który może zacopować obie tętnice płucne w jednej chwili, nie dając niemal żadnych szans na ratunek.

Pozostałymi, niezbędnymi składnikami do syntezy erylocyotów są: żelazo, witamina B<sub>12</sub> (cyjanokobalamina), kwas foliowy (folacyna), kwas L-askorbinowy (witamina C), pirydoksyna (witamina B<sub>6</sub>), aminokwasy. Brak któregokolwiek ze składników może zahamować produkcję erylocyotów, spowodować nieprawidłowości w budowie, a co za tym idzie zaburzenia funkcji.

## Życie erylocyotu – mechanizm pozyskiwania energii

Intensywna praca erylocyotów i zróżnicowane funkcje, jakie pełnią, wymagają efektywnych i precyzyjnie działających systemów dostarczania im energii.

Cała pula erytrocytów w organizmie przeciętnego dorosłego człowieka zużywa w ciągu doby 26 g glukozy, co stanowi około 29% dziennego zapotrzebowania na węglowodany dla takiego człowieka. Glukoza znajdująca się we krwi jest jedynym źródłem energii dla erytrocytów i jej większa część jest zużywana na utrzymanie gradientu stężeń elektrolitów pomiędzy wnętrzem erytrocytu a otaczającą go substancją krwi. Główną drogą skomplikowanej przemiany erytrocytów jest glikoliza, prowadząca do mleczanu jako produktu końcowego.

Sygnal do rozpoczęcia łańcucha przemian daje glukoza, napływająca w sposób ciągły (niezależny zatem od insuliny) do komórki systemem transporterów błonowych. Do glukozy natychmiast zostaje dołączony ATP (rys. 2), w celu fosforylacji.

Proces przetwarzania glukozy w erytrocycie jest bardzo długi i złożony, a rozpoczyna go wytworzenie

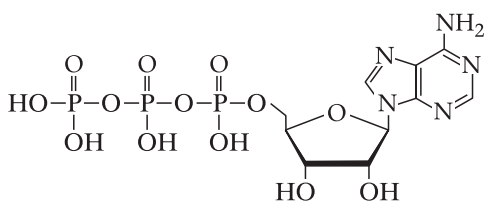
glukozy-6-fosforanu i ADP (faza oksydacyjna). Aby ADP mogło się zregenerować, potrzebny jest fosfor obecny w organizmie. Jeśli go brakuje, procesy przemiany glukozy mogą doprowadzić do całkowitej utraty ATP z ustroju, a co za tym idzie do śmierci z braku energii. Dlatego osobom skrajnie wyniszczonym przed podaniem posiłku należy podać fosfor. Znane są z II wojny światowej przypadki, kiedy wyzwolonym z obozu jeńcom podano pokarm zawierający dużo węglowodanów, doprowadzając do utraty resztek ATP w kluczowych organach i tym samym powodując śmierć ludzi, którzy chwile wcześniej zostali ocaleni. Kiedy jednak zasoby organizmu są wystarczające, glukozy-6-fosforan zostaje utleniony dzięki dehydrogenazie glukozy-6-fosforanowej (rys. 3). Powstają wtedy: 6-fosfoglukonolakton, NADPH i  $H^+$ . Kolejna przemiana katalizowana przez 6-glukonolaktonazę to hydroliza, umożliwiającą wytworzenie 6-fosfoglukonianu. Z kolei 6-fosfoglukonian w wyniku oksydacyjnej dekarboksylacji zostaje przekształcony ze związku sześciowęglowego w pięciowęglowy – rybulozy-5-fosforan. Enzymem katalizującym jest w tej reakcji dehydrogenaza-6-fosfoglukonianowa. Dodatkowo z  $NADP^+$

powstaje NADPH,  $H^+$  i dwutlenek węgla. W fazie nieoksydacyjnej zachodzi izomeryzacja (przemiana jednego izomeru pentozy w drugi) i epimeryzacja (zmiana konfiguracji podstawników przy zachowanej strukturze centralnej wiązki), prowadząca do powstania rybozy-5-fosforanu (rys. 4).

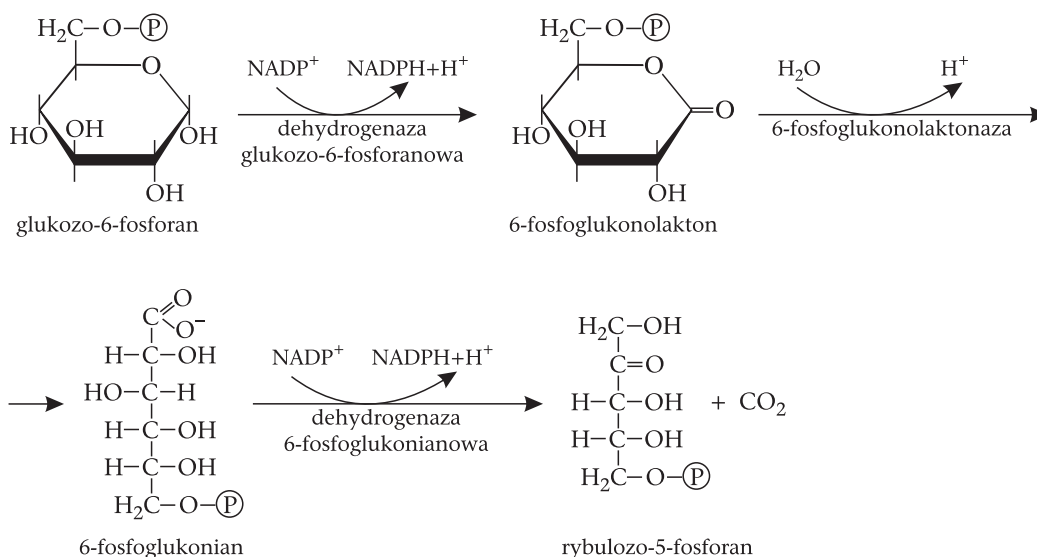
## Życie erytrocytu – mechanizm przenoszenia tlenu

Przyłączanie i oddawanie tlenu przez hemoglobinę warunkowane jest obecnością 2,3-bisfosfoglicerynianu, którego powstawanie również wymaga energii zgromadzonej w wiązaniu wysokoenergetycznym w ATP. Czynnikiem niezbędnym do przyłączenia tlenu przez hemoglobinę jest obecność grupy prostetycznej – hemu, który zawiera atomy żelaza na II stopniu utlenienia, zdolne do łączenia się z cząsteczkami tlenu (rys. 6).

Hemoglobina w erytrocycie występuje w dwóch konformacjach: T (*taut* - naprężona) i R (*relaxed* - rozluźniona). W formie T hemoglobina wykazuje częściowe „utlenowanie”, a w formie R – całkowite. Każda kolejna przyłączona cząsteczka tlenu sprawia, że hemoglobina odkształca się w kierunku konformacji R, co oznacza, że im większą ilość tlenu

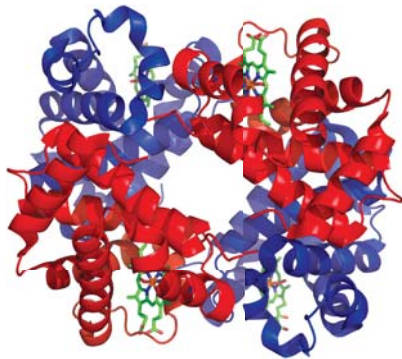
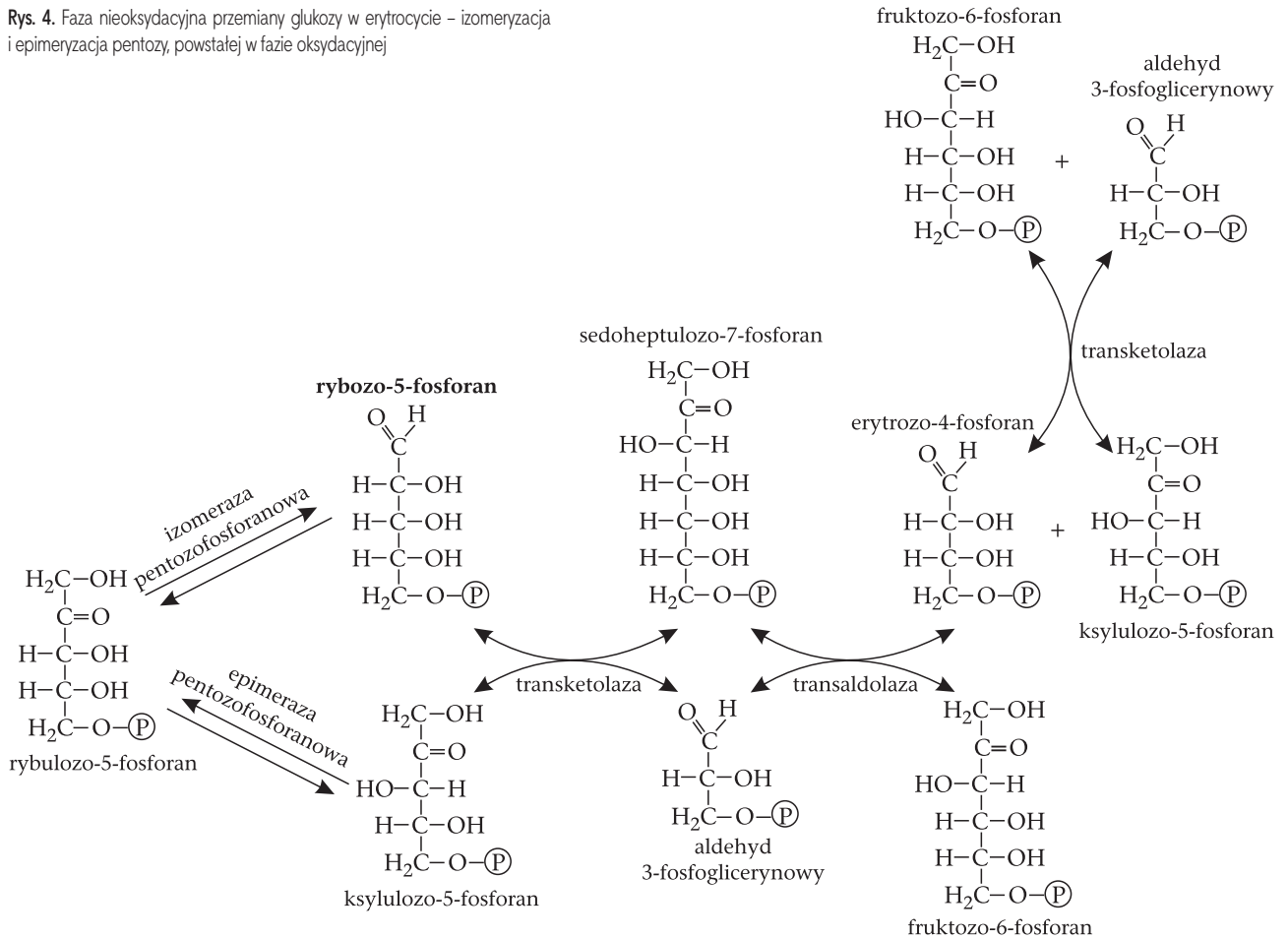


Rys. 2. Adenozynotrifosforan (zbudowany z adeniny, rybozy i trzech reszt fosforanowych) – powszechny nośnik energii, wykorzystywany przez wszystkie organizmy żywe

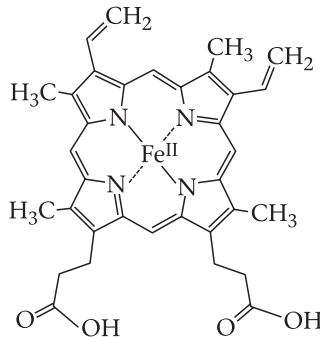


Rys. 3. Faza oksydacyjna przemiany glukozy w erytrocycie – z heksozy powstaje pentoza

Rys. 4. Faza nieoksydacyjna przemiany glukozy w erytrocyte – izomerizacja i epimerizacja pentozy, powstałej w fazie oksydacyjnej



Rys. 5. Wizualizacja cząsteczki hemoglobiny – białka będącego czerwonym barwnikiem krwi, odpowiedzialnego za transport tlenu



Rys. 6. Hem – grupa prostetyczna hemoglobiny wiążąca tlen

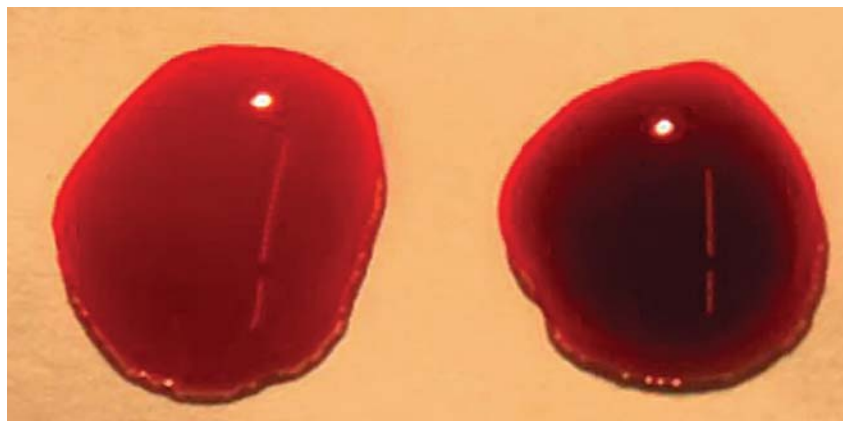
otrzymuje, tym więcej chce go przyjąć na pokład. Innymi słowy, każda kolejna cząsteczka tlenu zwiększa powinowactwo hemoglobiny do tlenu. Zjawisko to nazywane jest wiązaniem kooperacyjnym. Dzięki temu wydajność wiązania tlenu w płucach jest równie wysoka, co wydajność oddawania tlenu w tkankach.

Tlen jest życiodajnym dla człowieka czynnikiem. Jego krótki niedobór może prowadzić do utraty przytomności, a już po 3–5 minutach, w wyniku niedotlenienia, w mózgu zaczynają zachodzić nieodwracalne zmiany. Niezwykle istotnym zatem jest, by eryocyty nieprzerwanie i bez względu na

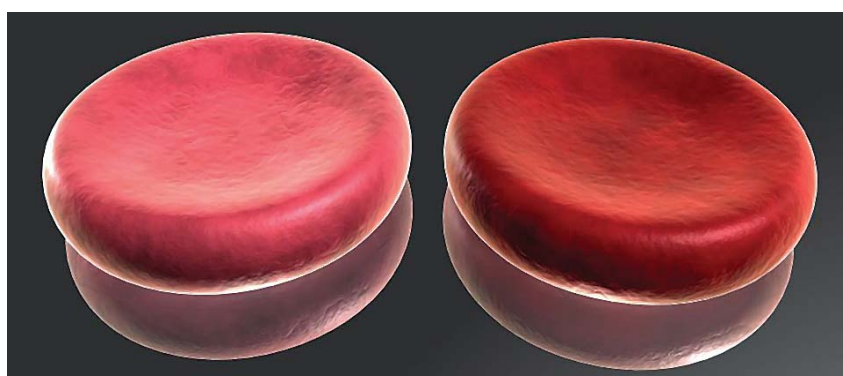
przeciwności, dostarczały tlen do wszystkich tkanek. Tlen, podobnie jak wszystkie inne czynniki warunkujące życie, tylko w odpowiednich ilościach jest pożądany. Niebezpieczeństwem, jakie wiąże się z przebywaniem erytrocytów w środowisku niezwykle bogatym w tlen, jest wystawienie ich na działanie wolnych rodników tlenowych. Ich niekorzystne działanie polega na utlenianiu hemoglobiny do methemoglobiny. Methemoglobina powstaje w nieodwracalnej reakcji utlenienia żelaza zlokalizowanego w centralnej części hemu z II na III stopień utlenienia, co powoduje utratę zdolności erytrocytów do przenoszenia tlenu. W zatruciu substancjami silnie utleniającymi, na skutek methemoglobinemii, dochodzi do sinicy i duszności, a skóra z czasem przybiera typowy brunatny kolor.

Hemoglobina w erytrocycie jest co prawda pod ciągłym ostrzałem





Fot. 2. Krew tętnicza bogata w tlen (po lewej) i krew żylna uboga w tlen (po prawej)



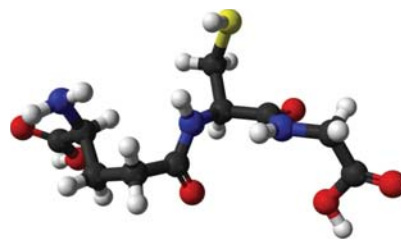
Fot. 3. Erycyt niosący tlen (po lewej) i erycyt ubogi w tlen (po prawej)

wolnych rodników tlenowych, ale nie jest ona w tej walce bezbronna. Z pomocą przychodzą mechanizmy obronne, chroniące hemoglobinę i cały erycyt przed naporem szkodliwych substancji. Erycyt jest bowiem wypełniony antyoksydantami. Są to związki drobnocząsteczkowe (glutation), enzymy (SOD – dysmutazy ponadtlenkowe; GSH-Px – peroksydaza glutationowa; katalaza).

Jednym ze związków chroniących hemoglobinę przed czynnikami utleniającymi jest glutation (GSH, GSSG) – antyoksydant występujący we wszystkich komórkach ssaków w stężeniu 1–10 mmol·dm<sup>-3</sup> (podczas gdy stężenie hemoglobiny wynosi 7,4–9,9 mmol·dm<sup>-3</sup>). Uczestniczy on w eliminacji ROS [Reactive Oxygen Species - reaktywnych form tlenu], czyli [według klasyfikacji Międzynarodowej Unii Chemii

Czystej i Stosowanej (IUPAC)] indywidualów chemicznych, zawierających w swojej strukturze atomy tlenu z niesparowanym elektronem. Glutation ponadto jest substratem dla peroksydazy glutationowej, której zadaniem jest eliminacja połączeń nadtlenkowych. ROS są także odpowiedzialne za starzenie się organizmu (rys. 7).

W kontekście roli glutationu istotne znaczenie wydaje się wyka-



Rys. 7. Glutation – tripeptyd zbudowany z kwasu glutaminowego, cysteiny i glicyny, pełniący funkcje antyoksydacyjne. Kolorem czarnym oznaczono atomy węgla, niebieskim – atomy azotu, czerwonym – atomy tlenu, żółtym – atom siarki, szarym – atomy wodoru

zywać obecność selenu w erycytach. Jest on niezbędny do prawidłowego funkcjonowania układów enzymatycznych, a jego najważniejszą funkcją jest umożliwienie powstania peroksydazy glutationowej, która redukuje zarówno nadtlenek wodoru, jak i nadtenki organiczne. Spadek stężenia selenu doprowadza do masowej hemolizy (niszczenia) erycytów i powstawania dużych ilości methemoglobiny. W procesie themolizy (z gr. *Αἷμα* = krew + *λύσις* = otwierać) błona erycytu ulega przerwaniu, a wewnątrz erycytu razem z hemoglobiną przechodzi do osocza. Poza niedoborem selenu przyczyn hemolizy może być wiele: działanie toksyn, konflikt serologiczny (przetoczenie krwi niezgodnej grupy), nieprawidłowa budowa krwinki (anemia sierpowata; sferocytoza – krwinki mają kształt kuli, nie są w stanie przenosić tlenu).

Stare erycyty ulegają hemolizie fizjologicznej – procesowi naturalnego obumierania. Należy jednak pamiętać, że aminokwasy i sole żelaza powstałe w wyniku ich rozpadu są wtórnie wykorzystywane przez organizm. W tym momencie najważniejsze jest to, aby szpik kostny był w stanie wyprodukować nowe czerwone krwinki. W przeciwnym razie pojawić się może niedokrwistość.

## Śmierć erycytu

Krwinka czerwona, która po 120 dniach dostaje się do układu siateczkowo-śródbłonkowego (tkanki łącznej wykazującej zdolności żerne, najobficiej występującej w śledzionie i wątrobie), ulega natychmiastowej hemolizie. Najważniejszą jej część – hemoglobinę, przechodzi szereg przemian, by wreszcie jako bilirubina trafić do krwiobiegu. Człowiek o wadze 70 kg dziennie syntetyzuje i rozkłada 6,25 g hemoglobiny, co w przeliczeniu oznacza 90 mg hemoglobiny na kilogram masy ciała. W całym procesie ponadto powstaje tlenek węgla, jony



Fot. 4. Warzywa i owoce są naturalnym źródłem antyoksydantów chroniących hemoglobinę krwi przed niszczącym działaniem rodników

żelaza(III) i globina. Te dwa ostatnie zostaną wtórnie wykorzystane w organizmie:

Erytrocyt to zatem niezwykła, mała komórka pozbawiona jądra komórkowego, przez co jej własny metabolizm jest niezwykle ograniczony. Erytrocyt nie ma mitochondrium, nie może więc wytwarzać ATP w procesie fosforylacji oksydacyjnej. Źródłem ATP jest glikoliza, w wyniku której powstają mleczały. System układów transportujących umożliwia zachowanie równowagi wodno-elektrolitowej, a tym samym prawidłowe działanie erytrocytu. Białka budujące rusztowanie erytrocytu (cytoszkielet): spektryna, ankiryne i aktyne warunkują dwuwkłęsy kształt i umiejętność przeciskania się przez najdrobniejsze naczynia włosowate, z których najmniejsze jest tak cienkie, że jest w stanie przejść przez nie zaledwie pojedynczy erytrocyt „złożony na pół”. Kiedy erytrocyt kończy swoje życie, składowe hemu zostają przemienione w bilirubinę i wydalone do żółci, żelazo opuszcza hem i ponownie zostanie wykorzystane, globina rozbita do aminokwasów da początek nowym strukturom białkowym, a na miejsce krwinki, która spełniła swoją rolę, powstanie nowa krwinka, której zostaje powierzona misja warunkująca przeżycie organizmu.

Jakub Pacholczyk  
student medycyny  
Warszawski Uniwersytet Medyczny

#### Literatura:

- [1] Murray R.K., Granner D.K., Mayes P.A., Rodwell V.W., *Biochemia Harpera*, Wydawnictwo Lekarskie PZWL, Warszawa 1995
- [2] Kumar V., Cotran R.S., Robbins S.L., *Patologia Robbinsa*, Wydawnictwo Elsevier Urban & Partner, Wrocław 2005
- [3] Hames D.B., Hooper N.M., *Biochemia. Krótkie wykłady*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009

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

# Propozycje zadań doświadczalnych

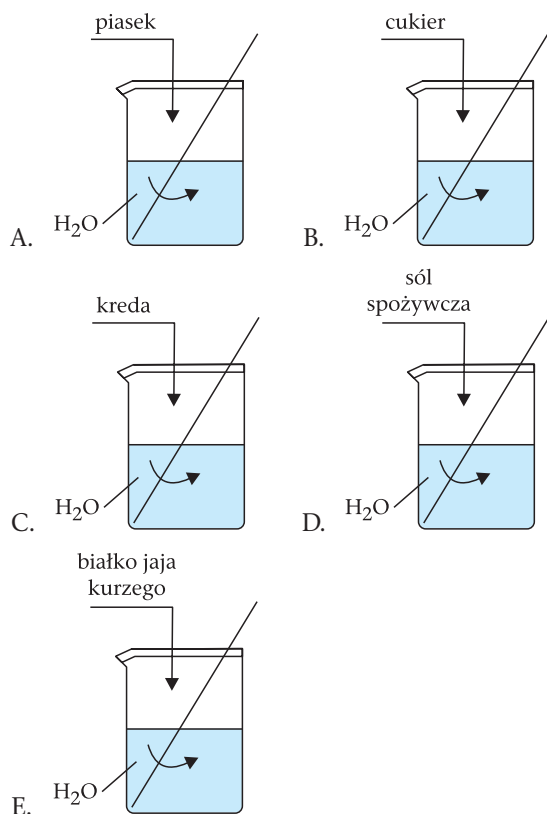
## skonstruowanych według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego – część II

Zbigniew GAWRON, Michał KWIATKOWSKI, Ewa TRYBALSKA

**P**redstawiamy Państwu drugą część artykułu stanowiącego propozycję zadań doświadczalnych, skonstruowanych według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego. W tej części zamieściliśmy zadania dotyczące następujących zagadnień podstawy programowej: 5. *Woda i roztwory wodne*, 6. *Kwasy i zasady*, 7. *Sole*. Na końcu artykułu znajdziecie Państwo klucz i schemat przydzielania punktów.

### Zadanie 1. (5.1; 5.2)

Uczeń wykonał doświadczenie przedstawione na rysunku (przyjmij, że woda miała temperaturę 20°C):

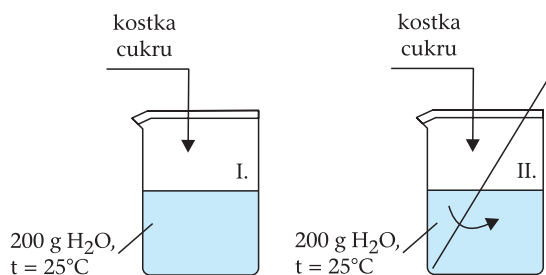


W poniższych zdaniach wybierz litery odpowiadające właściwym zlewkom.

1. Dodane substancje rozpuściły się w A / B / C / D / E.
2. Roztwór właściwy powstał w A / B / C / D / E.
3. Zawiesina powstała w A / B / C / D / E.
4. Koloid powstał w A / B / C / D / E.

### Zadanie 2. (5.3)

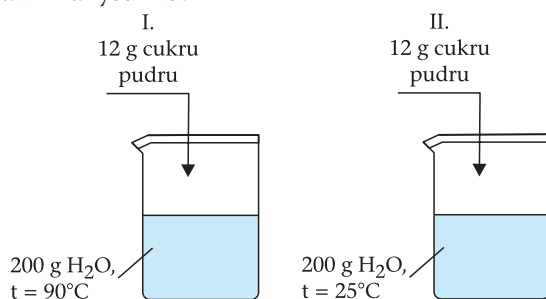
Na podstawie doświadczenia przedstawionego na rysunku poniżej można sformułować wniosek:



- A. Szybkość rozpuszczania wzrasta ze wzrostem temperatury.
- B. W obu naczyniach cukier się rozpuścił, przy czym szybciej rozpuścił się w naczyniu II.
- C. Mieszanie zwiększa rozpuszczalność cukru w wodzie.
- D. Mieszanie zwiększa szybkość rozpuszczania cukru w wodzie.

### Zadanie 3. (5.3)

Uczeń zaprojektował doświadczenie, które miało wykazać, że rozdrobnienie cukru zwiększa szybkość jego rozpuszczania w wodzie. Projekt doświadczenia przedstawił na rysunku.



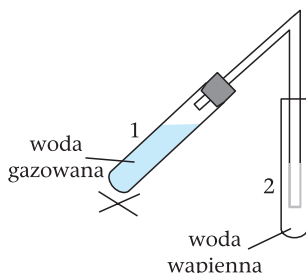
**Czy uczeń poprawnie zaprojektował eksperyment? Wybierz właściwą odpowiedź wraz z uzasadnieniem.**

A. Tak,	ponieważ	C. cukier wsypany do I i II naczynia różni się tylko stopniem rozdrobnienia.
B. Nie,		D. woda w obu naczyniach ma inną temperaturę.

**Zadanie 4. (5.3, 4.9)**

Na lekcji chemii nauczyciel wykonał doświadczenie przedstawione na rysunku obok.

Uczniowie zaobserwowali, że pod wpływem ogrzewania w probówce nr 1 wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu, a w probówce nr 2 woda wapienna mętnieje.



**Uzupełnij wnioski, jakie można sformułować na podstawie przeprowadzonego doświadczenia, wybierając odpowiedzi A–G.**

Wniosek I: Ze wzrostem temperatury wody rozpuszczalność gazu A / B / C.

Wniosek II: Woda gazowana to wodny roztwór D / E / F / G.

- A) maleje,      B) rośnie,      C) nie zmienia się,  
D) O<sub>2</sub>,      E) H<sub>2</sub>,      F) CO<sub>2</sub>,      G) N<sub>2</sub>

**Zadanie 5. (5.3, III)**

**Wybierz odpowiedni zestaw szkła i sprzętu laboratoryjnego, który wykorzystasz do zbadania wpływu temperatury wody na szybkość rozpuszczania cukru.**

- A) palnik, termometr, chłodnica, probówka, łyżeczka  
B) palnik, termometr, łapa do probówek, probówka, łyżeczka  
C) palnik, termometr, szczypce, chłodnica, rozdzielacz, łyżeczka  
D) palnik, termometr, łapa do probówek, probówka, łyżeczka

**Zadanie 6. (5.3, 5.5, 3.1, 5.2)**

**Oceń prawdziwość poniższych zdań, wybierając literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub F – jeżeli jest fałszywe.**

1.	Rozpuszczalność substancji można zwiększyć poprzez mieszanie roztworu.	P	F
2.	Rozpuszczanie cukru w wodzie jest reakcją chemiczną.	P	F
3.	Rozdrobnienie substancji nie ma wpływu na szybkość rozpuszczania substancji.	P	F
4.	Substancje, które rozpuszczają się w wodzie tworzą roztwory właściwe.	P	F

**Zadanie 7. (5.3)**

**Spośród odpowiedzi A–H wybierz te, które stanowią prawidłowe dokończenie poniższego zdania:**

Aby zachować smak napojów gazowanych należy przechowywać je:

A. w odkręconych butelkach i wysokiej temperaturze,	ponieważ	E. rozpuszczalność gazów rośnie ze wzrostem temperatury i ciśnienia.
B. w odkręconych butelkach i niskiej temperaturze,		F. rozpuszczalność gazów rośnie ze spadkiem temperatury i wzrostem ciśnienia.
C. w zakręconych butelkach i niskiej temperaturze,		G. rozpuszczalność gazów maleje ze wzrostem temperatury i ciśnienia.
D. w zakręconych butelkach i wysokiej temperaturze,		H. rozpuszczalność gazów maleje ze spadkiem temperatury i ciśnienia.

**Zadanie 8. (6.3, 6.6)**

Do wody z dodatkiem fenoloftaleiny wrzucono niewielki kawałek srebrzystoszarego ciała stałego. Wrzucone ciało stałe pływało po powierzchni wody w postaci zmniejszającej się kuleczki. Słychać było szum wydzielającego się gazu, a fenoloftaleina zabarwiła się na kolor malinowy.

**Wskaż substancję, która zachowuje się zgodnie z opisem, po wrzuceniu jej do wody.**

- A) cynk,      B) sól,  
C) tlenek potasu,      D) wodorotlenek wapnia

**Zadanie 9. (6.3)**

**Do każdego z wymienionych wodorotlenków przyporządkuj wzory substratów, z których ten wodorotlenek można otrzymać.**

Wodorotlenki	Substraty
1. NaOH	A) Na, H <sub>2</sub> O
2. Al(OH) <sub>3</sub>	B) Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KOH
3. Ca(OH) <sub>2</sub>	C) Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> , KOH
	D) Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O
	E) CaO, H <sub>2</sub> O
	F) CaSO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> O

1. A / B / C / D / E / F  
2. A / B / C / D / E / F  
3. A / B / C / D / E / F

**Zadanie 10. (6.3, 6.7, 6.8)**

Do probówki z wodą wrzucono niewielki kawałek wapnia. Po chwili zanurzono w roztworze uniwersalny papierek wskaźnikowy. Wapń jest pierwiastkiem należącym do 2 grupy układu okresowego. Wybierając informacje A–N, uzupełnij zdania tak, aby były prawdziwe.

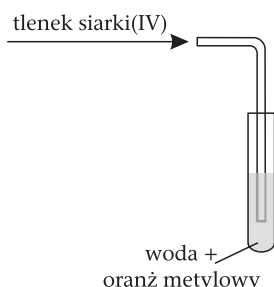
1. Papierek uniwersalny po zanurzeniu w roztworze miał barwę A / B / C / D.

- Roztwór miał odczyn E / F / G.
- pH roztworu było H / I / J.
- W roztworze obecne były jony K / L / M / N.

- A) czerwoną, B) żółtą,  
 C) niebieską, D) malinową  
 E) kwasowy, F) zasadowy, G) obojętny  
 H) większe od 7, I) mniejsze od 7, J) równe 7  
 K)  $\text{Ca}^+$ ,  $\text{OH}^-$ , L)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  
 M)  $\text{Ca}^{2-}$ ,  $\text{OH}^{2+}$ , N)  $\text{Ca}^+$ ,  $\text{OH}^-$

**Informacja do zadań 11, 12 i 13**

Przeprowadzono doświadczenie opisane poniższym schematem:



**Zadanie 11. (6.3, 6.6)**

Wybierz odpowiedź, która najlepiej opisuje obserwacje, jakich powinien dokonać wykonujący to doświadczenie:

	Zabarwienie zawartości probówki <u>przed</u> wprowadzeniem tlenku siarki(IV):	Zabarwienie zawartości probówki <u>po</u> wprowadzeniu do niej tlenku siarki(IV):
A.	Pomarańczowe	Czerwone
B.	Żółte	Pomarańczowe
C.	Czerwone	Pomarańczowe
D.	Czerwone	Żółte

**Zadanie 12. (6.3)**

Wybierz odpowiedź, która stanowi wniosek do wykonanego doświadczenia.

- W wyniku doświadczenia nastąpiła zmiana barwy wskaźnika.
- W wyniku doświadczenia powstał kwas.
- W wyniku doświadczenia powstała zasada.
- Tlenek siarki(IV) jest tlenkiem zasadowym.

**Zadanie 13. (6.3)**

Które z podanych równań reakcji przedstawia proces zachodzący w probówce?

- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

**Zadanie 14. (5.6, 6.4)**

Troje uczniów miało przygotować 100 g roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 18%, dysponując szkłem laboratoryjnym, wagą techniczną, wodą destylowaną oraz 100-procentowym kwasem siarkowym(VI) o gęstości  $1,8 \text{ g/cm}^3$ . Przed wykonaniem ćwiczenia opisać kolejne czynności, które chcą wykonać i przedstawić je nauczycielowi.

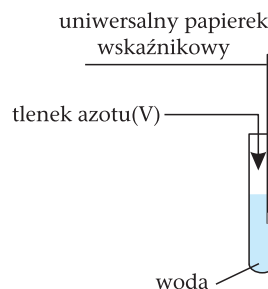
Uczeń nr 1	Pobiorę pipetą $20 \text{ cm}^3$ kwasu siarkowego(VI) do zlewki, a następnie odważę $64 \text{ g}$ wody, którą dodam do zlewki z kwasem, a następnie całość wymieszam.
Uczeń nr 2	Odmierzę cylindrem miarowym $82 \text{ cm}^3$ wody, przeleję ją do zlewki, a następnie pobiorę pipetą i powoli dodam do tej wody $10 \text{ cm}^3$ kwasu siarkowego(VI), po czym całość delikatnie wymieszam.
Uczeń nr 3	Odważę $1,8 \text{ g}$ kwasu siarkowego(VI) w zlewce, następnie odmierzę $82 \text{ cm}^3$ wody i dodam do kwasu, po czym całość delikatnie wymieszam.

Który z uczniów prawidłowo opisał to doświadczenie?

- uczeń nr 1,
- uczeń nr 2,
- uczeń nr 3,
- żaden z nich

**Informacja do zadań 15, 16 i 17**

Przeprowadzono doświadczenie opisane poniższym schematem



**Zadanie 15. (6.3, 6.6)**

Wybierz odpowiedź, która najlepiej opisuje obserwacje, jakich powinien dokonać wykonujący to doświadczenie.

	Zabarwienie papierka uniwersalnego w wodzie <u>przed</u> wprowadzeniem tlenku azotu(V):	Zabarwienie papierka uniwersalnego w roztworze <u>po</u> wprowadzeniu tlenku azotu(V):
A.	Zielone	Czerwone
B.	Żółte	Czerwone
C.	Pomarańczowe	Zielone
D.	Czerwone	Żółte

**Zadanie 16. (6.3)**

Wybierz odpowiedź, która stanowi wniosek do wykonanego doświadczenia.

- A. W trakcie doświadczenia probówka oziębiła się.
- B. W wyniku doświadczenia powstał kwas azotowy(III).
- C. W trakcie doświadczenia powstała substancja o drażniącym, nieprzyjemnym zapachu.
- D. Tlenek azotu(V) reaguje z wodą, tworząc kwas.

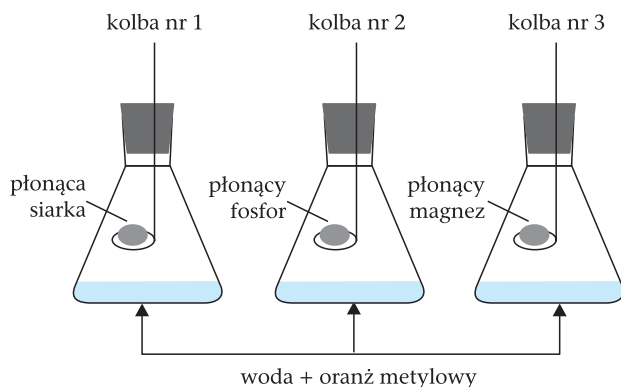
**Zadanie 17. (6.3)**

Które z podanych równań reakcji przedstawia proces zachodzący w probówce?

- A.  $H_2O + N_2O_5 \longrightarrow HNO_3$
- B.  $H_2O + N_5O_2 \longrightarrow HNO_3$
- C.  $H_2O + N_5O_2 \longrightarrow 2 HNO_3$
- D.  $H_2O + N_2O_5 \longrightarrow 2 HNO_3$

**Zadanie 18. (6.3, 6.6)**

Przeprowadzono trzy doświadczenia przedstawione za pomocą schematów.



W trakcie przeprowadzania doświadczenia zawartość każdej z kolb mieszano delikatnie, tak aby nie zgasić płonących substratów.

W której kolbie wskaźnik zmieni kolor na czerwony?

- A. W kolbie nr 1 i nr 2.
- B. W kolbie nr 2 i nr 3.
- C. W kolbie nr 1 i nr 3.
- D. We wszystkich trzech kolbach.

**Zadanie 19. (6.4)**

Uczeń dodał kilka kropli pewnego kwasu do białka jaja kurzego znajdującego się na szkiełku zegarkowym. Zauważył, że białko pod wpływem tego kwasu żółknęło.

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

W doświadczeniu został użyty	A. kwas siarkowy(VI),	który powoduje żółknięcie białek w	C. reakcji polimeryzacji
	B. kwas azotowy(V),		D. reakcji ksantoproteinowej

**Zadanie 20. (6.4)**

Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego dodano kilka kropli stężonego kwasu siarkowego(VI) do piasku i cukru, znajdujących się na dwóch osobnych szkiełkach zegarkowych. Na szkiełku z piaskiem nie zaobserwowano żadnych zmian, natomiast cukier w miejscu dodania kwasu czerniał.

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

1. Kwas siarkowy(VI) jest kwasem tlenowym.	T	N
2. Kwas siarkowy(VI) powoduje zwęglanie substancji organicznych.	T	N

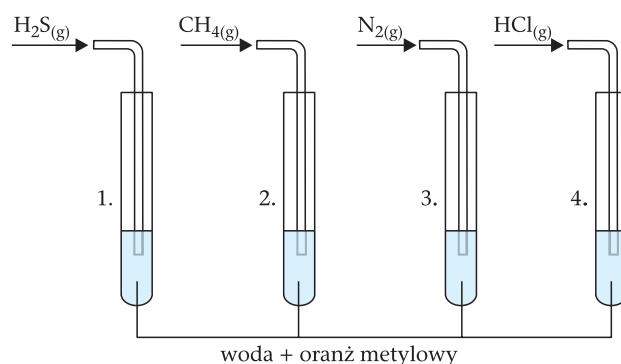
**Zadanie 21. (6.4)**

Pośród odpowiedzi A–D wybierz tę, w której prawidłowo zostały przyporządkowane nazwy kwasów do ich właściwości.

	Jest ciałem stałym.	„Dymi” w zetknięciu z powietrzem.	Ma zapach zgniłych jaj.
A.	Kwas chlorowodorowy	Kwas fosforowy(V)	Kwas siarkowodorowy
B.	Kwas siarkowodorowy	Kwas fosforowy(V)	Kwas chlorowodorowy
C.	Kwas fosforowy(V)	Kwas chlorowodorowy	Kwas siarkowodorowy
D.	Kwas siarkowodorowy	Kwas siarkowodorowy	Kwas chlorowodorowy

**Zadanie 22. (6.3, 6.6)**

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie.

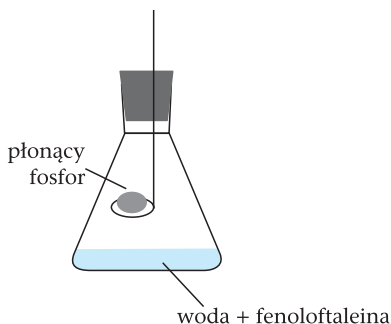


Uzupełnij zdania, wybierając właściwą odpowiedź spośród A–H.

1. Oranż zmienił kolor z A / B na C / D w probówkach z numerami E / F.
2. Świadczy to o G / H odczynie zawartości tych probówek.
  - A) malinowego,
  - B) pomarańczowego,
  - C) czerwony,
  - D) zielony,
  - E) 1 i 4,
  - F) 2 i 3,
  - G) zasadowym,
  - H) kwasowym

**Informacja do zadań 23, 24 i 25.**

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione schematem:



Po spaleniu fosforu wymieszano intensywnie zawartość kolby.

**Zadanie 23. (6.3)**

Które równanie przedstawia reakcję zachodzącą na łyżce do spalań?

- A)  $4P + 10O \longrightarrow P_4O_{10}$
- B)  $2P + 5O \longrightarrow P_2O_5$
- C)  $2P_2O_5 \longrightarrow P_4 + 5O_2$
- D)  $P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$

**Zadanie 24. (6.3)**

Które równanie przedstawia reakcję zachodzącą w kolbie?

- $2H_3PO_3 \longrightarrow P_2O_3 + 3H_2O$
- $P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$
- $P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2P_2O_6$
- $P_4O_{10} + 2H_2O \longrightarrow 2H_2P_2O_6$

**Zadanie 25. (6.3)**

Oceń poprawność poniższych obserwacji, zaznaczając P, jeżeli odpowiedź jest prawdziwa, lub F – jeżeli odpowiedź jest fałszywa.

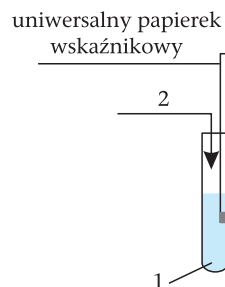
Fenoloftaleina zmienia kolor na czerwony w trakcie doświadczenia.	P	F
Z kolby wydzieliał się bezbarwny gaz o zapachu zgniłych jaj.	P	F

**Informacja do zadań 26 i 27**

Uczeń miał za zadanie otrzymać wodny roztwór chlorku sodu w reakcji zobojętniania, a następnie wydzielić kryształy tej soli z otrzymanego roztworu.

**Zadanie 26. (7.1)**

Uzupełnij poniższy schemat doświadczenia dotyczącego otrzymywania roztworu chlorku sodu w wyniku reakcji zobojętniania, wybierając odpowiedni zestaw odczynników spośród A–D.



	Odczynnik 1	Odczynnik 2
A.	$HCl_{(aq)}$	$NaOH_{(aq)}$
B.	$HCl_{(aq)}$	Oranż metylowy
C.	$NaOH_{(aq)}$	$KCl_{(aq)}$
D.	$Cl_{2(aq)}$	$NaOH_{(aq)}$

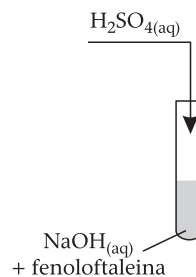
**Zadanie 27. (1.8)**

Aby wydzielić kryształy soli z otrzymanego przez ucznia roztworu chlorku sodu, należy:

- A) poddać roztwór procesowi filtracji.
- B) odparować rozpuszczalnik.
- C) poczekać, aż sól ulegnie sedymentacji.
- D) wrzucić do roztworu pastylkę wodorotlenku sodu, gdyż ma on właściwości higroskopijne.

**Zadanie 28. (7.1)**

Wykonano doświadczenie według schematu:

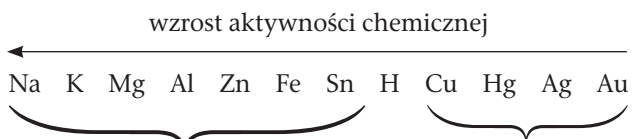


Pośród odpowiedzi A–D wybierz obserwację, jakiej dokonano w trakcie doświadczenia.

- A. Kwas siarkowy(VI) reaguje z zasadą sodową.
- B. Zaszła reakcja zobojętniania.
- C. Zawartość probówki zmieniła barwę na malinową.
- D. Zawartość probówki odbarwiła się.

**Informacja do zadań 29 i 30**

Poniżej przedstawiono fragment szeregu aktywności metali:

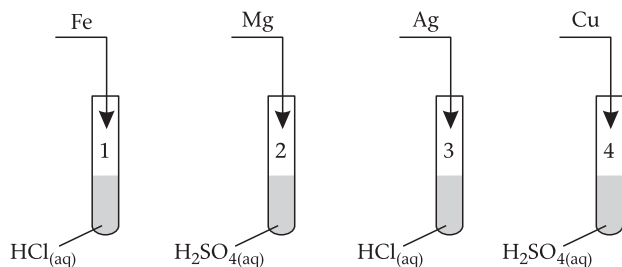


metale aktywniejsze od wodoru – wypierają wodór z kwasów

metale mniej aktywne od wodoru – nie wypierają wodoru z kwasów

**Zadanie 29. (7.4)**

Wykonano doświadczenia według poniższych schematów.



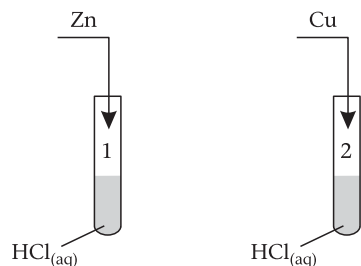
Do każdej probówki zbliżono palące się łuczywo.

**Charakterystyczne „pyknięcie” usłyszano w probówkach:**

- A) nr 1 i 2    B) nr 2 i 3    C) nr 3 i 4    D) nr 1 i 4

**Zadanie 30. (7.4)**

Czterech uczniów miało za zadanie napisać równanie zachodzącej reakcji lub zaznaczyć, że reakcja nie zachodzi dla dwóch doświadczeń przedstawionych schematem.



Odpowiedzi uczniów zestawiono w tabeli.

	Probówka 1	Probówka 2
Uczeń I	Reakcja nie zachodzi.	$\text{Cu} + 2\text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Uczeń II	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Cu} + 2\text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Uczeń III	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	Reakcja nie zachodzi.
Uczeń IV	$\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{ZnCl} + \text{H}\uparrow$	$\text{Cu} + \text{HCl} \longrightarrow \longrightarrow \text{CuCl} + \text{H}\uparrow$

**Który uczeń prawidłowo wykonał swoje zadanie?**

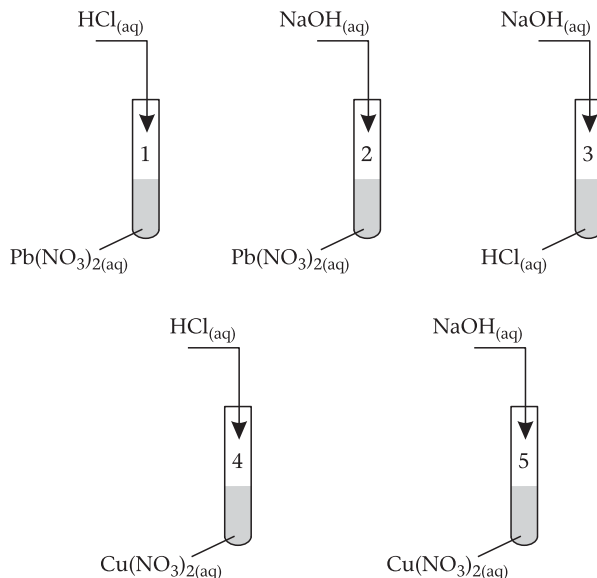
- A. Uczeń I    B. Uczeń II  
C. Uczeń III    D. Uczeń IV

**Informacja do zadań 31, 32, 33 i 34**

W tabeli 1 przedstawiono fragment tabeli rozpuszczalności wybranych soli i wodorotlenków.

**Zadanie 31. (7.5)**

Wykonano pięć doświadczeń przedstawionych na rysunkach:



**Wybierz zestaw probówek, w których zaobserwowano wytrącenie osadu.**

- A. Probówki 1, 2 i 4.    B. Probówki 3, 4 i 5.  
C. Probówki 1, 2, 3 i 5.    D. Probówki 1, 2 i 5.

**Zadanie 32. (7.5)**

W dwóch probówkach znajdują się wodne roztwory różnych soli: w pierwszej roztwór chlorku magnezu, a w drugiej roztwór chlorku cynku. Uczeń miał za zadanie za pomocą jednego odczynnika rozróżnić zawartości probówek.

**Tabela 1.**

	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	R	R	T	N	N	N	N	N	N
Cl <sup>-</sup>	R	R	R	R	T	R	R	R	R
S <sup>2-</sup>	R	R	T	R	N	N	N	N	N
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	R	R	T	R	N	R	R	R	R
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	R	R	N	N	N	N	N	N	N
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	R	R	N	N	N	N	N	N	N
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	R	R	R	R	R	R	R	R	R

R – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie; T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie; N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie

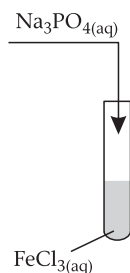


Spośród wymienionych odczynników wybierz ten, który pozwoli uczniowi wykonać to zadanie.

- A) roztwór siarczku sodu
- B) roztwór wodorotlenku sodu
- C) roztwór siarczanu(VI) sodu
- D) roztwór azotan(V) sodu

**Zadanie 33. (7.5)**

Wykonano doświadczenie przedstawione schematem:



Spośród podanych niżej równań reakcji wybierz te, które prawidłowo przedstawia zapis jonowy reakcji zachodzącej w probówce.

- A.  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$
- B.  $3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- \longrightarrow \text{FePO}_4\downarrow + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$
- C.  $3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{NaCl}\downarrow$
- D.  $3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- \longrightarrow \text{FePO}_4\downarrow + 3\text{NaCl}$

**Zadanie 34. (7.5, 1.8)**

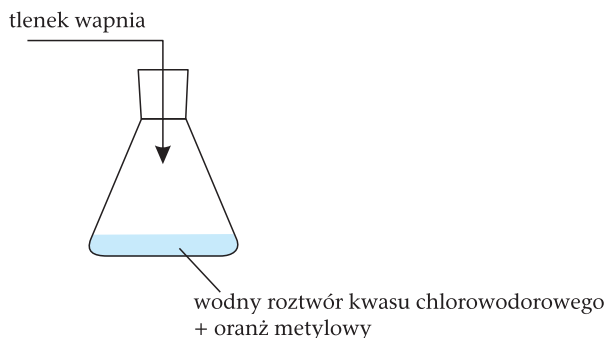
Do probówki zawierającej roztwór chlorku wapnia ( $\text{CaCl}_2$ ) dodano roztwór węglanu potasu ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ).

Uzupełnij poniższe zdania, wybierając właściwą odpowiedź spośród A-D.

1. Po zmieszaniu roztworów obu soli w probówce otrzymano **A / B** węglanu wapnia.
2. Węglan wapnia można oddzielić od innych składników mieszaniny za pomocą **C / D**.
  - A) zawiesinę
  - B) roztwór
  - C) sączenia
  - D) destylacji

**Informacja do zadań 35, 36 i 37**

Uczniowie wykonali doświadczenie przedstawione schematem:



**Zadanie 35. (7.4)**

Wybierz obserwację, jakiej dokonali uczniowie w przeprowadzonym eksperymencie.

- A. Zawartość kolby zmieniła barwę z czerwonej na pomarańczową.
- B. Zawartość kolby zmieniła barwę z pomarańczowej na zieloną.
- C. Zawartość kolby przybrała barwę malinową.
- D. Oranż metylowy służy do wykrywania kwasów.

**Zadanie 36. (7.4)**

Wybierz wniosek z przeprowadzonego doświadczenia.

- A. Tlenek wapnia reaguje z kwasem chlorowodorowym.
- B. Tlenki metali w reakcji z kwasami tworzą wodorotlenki.
- C. Tlenki niemetalu reagują z kwasami.
- D. Tlenek wapnia jest tlenkiem kwasowym.

**Zadanie 37. (7.4)**

Wybierz poprawne równanie reakcji chemicznej zachodzącej w kolbie.

- A.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- B.  $\text{CaO} + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{CaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- C.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{CaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
- D.  $\text{CaO} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

W następujących numerach:

- Kataliza w praktyce szkolnej
- Chrom i jego związki chemiczne
- Zadania powtórzeniowe dla gimnazjalistów i licealistów
- Zadania z 59. Krajowej Olimpiady Chemicznej

**KLUCZ ODPOWIEDZI I SCHEMAT PUNKTOWANIA**

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
1.1	B, D	4-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
1.2	B, D		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
1.3	A, C		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
1.4	E		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
2	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
3	B, D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
4.1	A	2-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
4.2	F		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
5	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
6.1	F	3-0	3 p. za wskazanie 4 prawidłowych odpowiedzi.
6.2	F		2 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
6.3	F		1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
6.4	P		0 p. za wskazanie 1 prawidłowej odpowiedzi.
7	C, F	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
8	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
9.1	A	3-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
9.2	C		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
9.3	E		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
10.1	C	4-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
10.2	F		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
10.3	H		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
10.4	L		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
11	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
12	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
13	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
14	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.

Nr zadania	Odpowiedzi	Liczba punktów	Schemat punktowania
15	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
16	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
17	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
18	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
19	B, D	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
20.1	N	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
20.2	T		
21	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
22.1	B, C, E	2-0	1 p. za wskazanie 3 prawidłowych odpowiedzi.
22.2	H		1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
23	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
24	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
25.1	F	1-0	1 p. za wskazanie 2 prawidłowych odpowiedzi.
25.2	F		
26	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
27	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
28	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
29	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
30	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
31	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
32	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
33	B	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
34.1	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
34.2	C	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
35	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
36	A	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.
37	D	1-0	1 p. za wskazanie prawidłowej odpowiedzi.

KARTA ODPOWIEDZI

Numer zadania	Odpowiedzi								Numer zadania	Odpowiedzi								
1.1	A	B	C	D	E	X			15.	A	B	C	D					
1.2	A	B	C	D	E				16.	A	B	C	D					
1.3	A	B	C	D	E				17.	A	B	C	D					
1.4	A	B	C	D	E				18.	A	B	C	D					
2.	A		B		C	D			19.	AC		AD		BC		BD		
3.	AC		AD		BC		BD			20.	TT		TN		NT		NN	
4.	A	B	C	D	E	F	G	X			21.	A	B	C	D			
5.	A	B	C	D	22.	A	B				C	D	E	F	G	H		
6.1.	P				F				23.	A	B	C	D					
6.2.	P				F				24.	A	B	C	D					
6.3.	P				F				25.	PP	PF	FP	FF					
6.4.	P				F				26.	A	B	C	D					
7.	A	B	C	D	E	F	G	H	27.	A	B	C	D					
8.	A		B		C	D			28.	A	B	C	D					
9.1.	A	B	C	D	E	F	X			29.	A	B	C	D				
9.2.	A	B	C	D	E	F				30.	A	B	C	D				
9.3.	A	B	C	D	E	F				31.	A	B	C	D				
10.	A	B	C	D	E	F	G	X			32.	A	B	C	D			
	H	I	J	K	L	M	N				33.	A	B	C	D			
11.	A		B		C	D			34.	A	B	C	D					
12.	A		B		C	D			35.	A	B	C	D					
13.	A		B		C	D			36.	A	B	C	D					
14.	A		B		C	D			37.	A	B	C	D					

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

# pH i pOH wodnych roztworów elektrolitów

## Poziom kształcenia: liceum ogólnokształcące, zakres rozszerzony

Kamil KAZNOWSKI

**C**hemia roztworów wodnych to dział chemii fizycznej, który zależnie od realizowanego dotychczas w szkole programu nauczania mógł pojawić się na lekcjach chemii już w klasie pierwszej. Nowa podstawa programowa dla klas realizujących chemię w zakresie rozszerzonym umieszcza roztwory wodne na etapie klasy drugiej lub trzeciej. Jest to niewątpliwie potężna zaleta nowych rozwiązań programowych, ponieważ ten wyjątkowo atrakcyjny dla ucznia dział (z uwagi na dużą ilość eksperymentów, które w dobrze zorganizowanej pracowni chemicznej mogą być wykonywane przez uczniów samodzielnie) niesie za sobą konieczność dobrej znajomości podstaw matematyki w zakresie notacji wykładniczej i funkcji logarytmicznej. Słaba korelacja programu matematyki i chemii budzi w uczniach frustrację, a na nauczycieli chemii nakłada wówczas obowiązek tłumaczenia podstaw rozwiązywania matematycznych zawłości. Przy małej ilości godzin chemii jest to również niekorzystne rozwiązanie dla nauczycieli.

Poniższy artykuł jest propozycją realizacji lekcji dotyczących wprowadzenia skali pH i pOH na podstawie iloczynu jonowego wody i uwzględnia doświadczenia z zakresu badania odczynu roztworów wodnych mocnych i słabych kwasów i wodorotlenków oraz rozpusz-



Wskaźniki (indykatory) w laboratorium chemicznym

czalnych w wodzie soli. Niezbędnymi czynnikami do realizacji treści jest znajomość procesów równowagowych w roztworach wodnych oraz wcześniejsze wprowadzenie pojęcia stopnia dysocjacji  $\alpha$  i stałej dysocjacji elektrolitu ( $K$  lub  $K_a$  oraz  $K_b$ ). Uczniowie mają już za sobą także rozwiązywanie prostych zadań na podstawie prawa działania mas i prawa rozcieńczeń Ostwalda dla elektrolitów typu AB.

Wprowadzenie iloczynu jonowego wody poprzedzamy informacją, że w roztworach wodnych elektrolitów także woda jako rozpuszczalnik wnosi kationy wodoru i aniony wodorotlenkowe. Uczniowie, którzy do tej pory rozwiązywali zadania

dotyczące dysocjacji jonowej elektrolitów, powinni pamiętać, że jony pochodzące z dysocjacji kwasów i zasad to tylko część (z reguły znacząca) jonów obecnych w tych roztworach. Po zapisaniu równania dysocjacji wody:



lub



i podaniu uczniom wartości stałej dysocjacji wody w temperaturze 25°C wynoszącej  $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ , można oczekiwać, że uczniowie zauważą, iż woda jako elektrolit dysocjuje w minimalnym stopniu, a więc jej wkład w ilość jonów obecnych w dostatecznie stężonych roztworach

elektrolitów może być uznany za pomijalny. Bywa jednak tak, że takiego uproszczenia wprowadzić nie można i tak postawiony problem staje się dobrym powodem, aby poznać ilościowy aspekt autodysocjacji wody.

Po zapisaniu prawa działania mas dla dysocjacji wody:

$$K = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}] \quad (1)$$

i przekształceniu wyrażenia do postaci iloczynu stężeń jonów:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] \quad (2)$$

pozwalamy uczniom obliczyć, ile moli wody znajduje się w jej 1 dm<sup>3</sup>, korzystając tylko z masy molowej ( $M = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) i gęstości wody ( $d = 1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ). Wynik 55,56 mol na 1 dm<sup>3</sup> wody można potraktować jednocześnie jako przybliżoną wartość stężenia równowagowego niezdisocjowanych cząsteczek wody z uwagi na wyjątkowo małą wartość stałej dysocjacji  $K$ . Wartość tego stężenia i stałej  $K$  wstawiamy do (2) i uzyskujemy iloczyn jonowy wody, którego wartość w temperaturze 25°C wynosi:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (3)$$

Ponieważ stężenia jonów  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  w chemicznie czystej wodzie powinny być jednakowe, uczniowie zauważają, że stężenia jonów  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  w czystej wodzie, w temperaturze 25°C, wynoszą  $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ . Zatem  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , a odczyn czystej wody uznajemy za obojętny. Ten moment jest dobrą okazją do tego, aby przekonać uczniów, że posługiwanie się notacją wykładniczą jest mało wygodne, a informacje o stężeniach jonów można przestawić prościej, wyciągając ujemny logarytm dziesiętny z ich wartości:

$$-\log [\text{H}^+] = -\log 1 \cdot 10^{-7} = 7$$

$$-\log [\text{OH}^-] = -\log 1 \cdot 10^{-7} = 7$$

Wprowadzamy w ten sposób pojęcie pH i pOH jako informacji o stężeniach jonów „zakodowanej” poniekąd poprzez zlogarytmowanie wartości stężenia i podanie wyniku tej operacji z przeciwnym znakiem.

Ponieważ  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ , zatem  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

Uczniowie zauważają, że stężenia jonów  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  zależą od siebie, a ich iloczyn w danej temperaturze musi mieć stałą wartość. Na tej podstawie przypominamy skalę pH (znaną z gimnazjum) i wprowadzamy skalę pOH. Na podstawie prostych zależności:

• jeżeli  $\text{pH} = 14$  to  $\text{pOH} = 0$

• jeżeli  $\text{pH} = 0$  to  $\text{pOH} = 14$

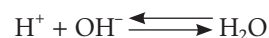
uczniowie określają zakres obu skal. Należy jednak zaznaczyć, że dla stężonych roztworów kwasów i zasad zakres od 0 do 14 może zostać przekroczony!

Przypominamy, że dla roztworów o odczynie kwasowym  $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , czyli  $\text{pH} < 7$ , a dla

roztworów o odczynie zasadowym  $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , czyli  $\text{pH} > 7$ .

Wprowadzamy, że dla roztworów o odczynie kwasowym  $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , czyli  $\text{pOH} > 7$ , a dla roztworów o odczynie zasadowym  $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ , czyli  $\text{pOH} < 7$ .

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że w roztworach wodnych kwasów są obecne także jony  $\text{OH}^-$ , a w roztworach wodnych zasad są obecne także jony  $\text{H}^+$ ! Dla osób przyzwyczajonych do tego, że



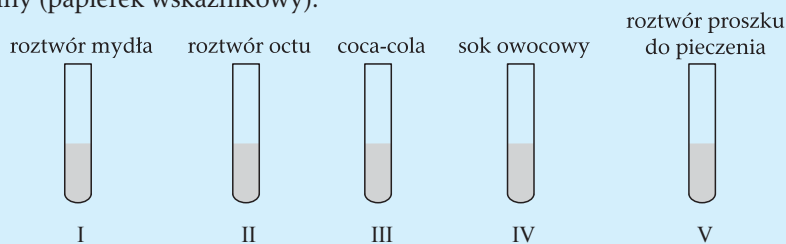
może to nie być na początku takie oczywiste.

Zanim przystąpimy do niezbędnego rozwiązywania zadań rachunkowych, należy pozwolić uczniom

### Doświadczenie 1.

**Zbadaj odczyn oraz określ pH i pOH (< lub > lub = 7) wodnych roztworów różnych substancji z życia codziennego.**

W dotychczasowym kursie chemii uczniowie niejednokrotnie mieli okazję zbadać odczyn różnych roztworów kwasów i zasad, dlatego sugeruję wykorzystanie w eksperymentach substancji mniej typowych dla pracowni chemicznej, np. mydła w płynie, octu, coca-coli, soku owocowego, wody mineralnej, wodnego roztworu proszku do pieczenia, soku z cytryny, wodnego roztworu soli kuchennej, wodnego roztworu proszku do prania itd. Stosujemy standardowe wskaźniki, ważne ze względu na egzamin maturalny: fenoloftaleinę, oranż metylowy i wskaźnik uniwersalny (papierek wskaźnikowy).



Dane zbieramy w tabeli:

	Roztwór I	Roztwór II	Roztwór III	Roztwór IV	Roztwór V
Fenoloftaleina					
Oranż metylowy					
Papierek uniwersalny					
pH					
pOH					

przypomnieć sobie informacje dotyczące roli wskaźników (indykatorów) w określaniu odczynu wodnych roztworów różnych substancji.

Część rachunkową zajęć proponuję rozpocząć od prostego, aczkolwiek ważnego ćwiczenia (doświadczenie 1).

### Zadanie 1.

Oblicz pH wodnych roztworów mocnego kwasu chlorowodorowego o stężeniach:

- A.  $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- B.  $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- C.  $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- D.  $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Można oczekiwać, że uczniowie z łatwością wskażą, że pH kolejnych wodnych roztworów wynoszą: 1, 4, 6, ... 8. No właśnie... Analiza tego problemu to ważny moment, aby upewnić się czy uczniowie prawidłowo zrozumieli naszą próbę przekonania ich, że czasami wpływ wody na łączną ilość jonów  $\text{H}^+$  w roztworze jest nie do zlekceważenia! W roztworze **D** łączne stężenie molowe protonów wynosi w przybliżeniu  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , na które składają się protony z autodysocjacji rozpuszczalnika oraz protony powstające z całkowitej dysocjacji kwasu:  $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Dokładne obliczenie prowadzi do wartości  $\text{pH} = 6,98$ .

W tym miejscu pozwalam swoim uczniom na to, aby także w roztworach **A–C** obliczyli pH tych roztworów bez pomijania wpływu wody na łączną liczbę jonów  $\text{H}^+$ . Pozwoli im to na samodzielne podjęcie decyzji, kiedy wpływ rozpuszczalnika na liczbę jonów decydujących o pH jest możliwy do pominięcia.

Część rachunkową zajęć sugeruję oprzeć na obliczaniu pH i pOH różnych roztworów wodnych dla realnie istniejących elektrolitów, np.  $\text{HNO}_2$ , zamiast abstrakcyjnego  $\text{HX}$ . Wymaga to korzystania z kalkulatorów naukowych, które są niedopuszczalne na egzaminie maturalnym. Szczególnie dotyczy

to roztworów słabych kwasów i zasad, kiedy jesteśmy „niewolnikami” mało przyjaznych wartości stałych i stopni dysocjacji i obliczanie logarytmów wymaga użycia przez uczniów kalkulatorów naukowych. Wyznaję zasadę, że każdy sprawdzian wiadomości to mała matura i moi uczniowie mogą „w głowie” policzyć proste logarytmy dziesiętne z liczb, które są wielokrotnościami liczby 10. Na zajęciach jednak skupiam ich uwagę także nad bardziej wymagającymi matematycznie zagadnieniami. Taki układ daje zadowolenie obu stronom, a uczniowie w ramach pracy domowej rozwiązują typowe zagadnienia maturalne z zakresu rozszerzonego, które zawarte są w powszechnie znanym zbiorze zadań Dariusza Witowskiego.

### Zadanie 2.

- A. Oblicz pH i pOH wodnego roztworu *mocnego kwasu HR* o stężeniu  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Przyjmij całkowitą dysocjację tego elektrolitu.
- B. Oblicz pH i pOH wodnego roztworu *słabego kwasu HR* o stężeniu  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Stała dysocjacji tego kwasu wynosi  $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Ad A.** Mocny kwas dysocjuje w 100% według równania:



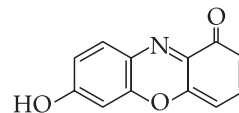
Zatem  $[\text{H}^+]$  jest praktycznie równe stężeniu wprowadzonemu kwasu, czyli  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . pH roztworu wynosi 2, a pOH roztworu wynosi 12.

**Ad B.** Słaby kwas nie dysocjuje w 100%, zatem mamy świetną okazję, aby przypomnieć uczniom prawo działania mas lub prawo rozcieńczeń Ostwalda tak, aby wyznaczyć stężenie jonów  $\text{H}^+$  w roztworze słabego kwasu.

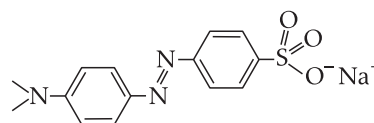
Uproszczone prawo rozcieńczeń Ostwalda dla bardzo słabych elektrolitów mówi, że  $K = c_w \cdot \alpha^2$ , gdzie  $c_w$  to stężenie wprowadzone kwasu, a  $\alpha$  to stopień dysocjacji elektrolitu.

Zatem  $\alpha = 10^{-3}$ ,

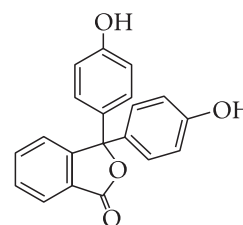
**Wskaźniki** (indykatory) odczynu roztworu to najczęściej substancje organiczne zawierające układy chromoforowe (absorbujące światło widzialne)



7-hydroksyfenoksazon (chromofor barwników zawartych w lakmusie)



Oranż metylowy



Fenoloftaleina

a ponieważ  $\alpha = c_2/c_w$ , gdzie  $c_2$  to  $[\text{H}^+]$ , zatem  $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . pH roztworu słabego kwasu wynosi 5, a pOH wynosi 9.

Drugi wariant rozwiązania na podstawie prawa działania mas:



$$K = [\text{H}^+] \cdot [\text{R}^-]/[\text{HR}]$$

Ponieważ praktycznie  $[\text{H}^+] = [\text{R}^-]$  oraz przyjmujemy, że  $[\text{HR}]$  w stanie równowagi dla słabego elektrolitu jest praktycznie równe całkowitemu wprowadzonemu stężeniu kwasu, wówczas:

$$K = [\text{H}^+]^2/c_w$$

zatem  $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Otrzymujemy  $\text{pH} = 5$  i  $\text{pOH} = 9$ .

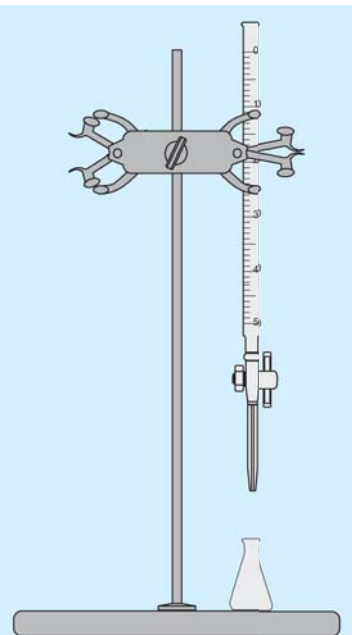
Ważne jest to, aby już na początku uczniowie zauważyli, że zbyt pochopne wyciąganie wniosków o stężeniu jonów  $\text{H}^+$  i  $\text{OH}^-$  w wodnych roztworach elektrolitów o różnej mocy i dużym rozcieńczeniu może doprowadzić do bardzo niewłaściwych rezultatów!

## Doświadczenie 2.

### Miareczkowanie roztworu mocnej zasady roztworem mocnego kwasu.

Jeżeli dysponujemy sprawną biuretą (biuretami), eksperyment możemy wykonać jako pokaz lub samodzielne doświadczenie uczniowskie w zajęciach z podziałem klasy na grupy. Łatwiej w warunkach szkolnych przygotować mianowany roztwór kwasu niż wodorotlenku, dlatego eksperyment powinien być wykonany według wariantu przedstawionego w tytule doświadczenia.

Jeżeli jest to pierwszy eksperyment uczniowski z wykorzystaniem biurety, należy zaznajomić uczniów z możliwościami tego narzędzia analitycznego. Po wprowadzeniu ważniejszych pojęć (titrant, roztwór mianowany, oznaczanie itp.) i zmontowaniu aparatury, napełniamy biuretę mianowanym roztworem kwasu solnego o stężeniu  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ . Następnie stopniowo, kroplami wprowadzamy roztwór kwasu z biurety do wodnego roztworu wodorotlenku sodu (zabarwione go niewielką ilością fenoloftaleiny) o nieznanym stężeniu (ale znanej objętości, np.  $10,0 \text{ cm}^3$ ), mieszając cały czas zawartość kolbki, aż do zaniku barwy pochodzącej od wskaźnika. Nauczyciel powinien jednak to stężenie orientacyjnie znać! Przygotowane „na oko” roztwory mogą zaskoczyć ilością potrzebnych odczynników, co w warunkach szkolnych jest raczej niemożliwe do zrealizowania z uwagi na ograniczone finanse.



#### Zagadnienia do rozwiązania:

- A. Ustal stężenie wodnego roztworu zasady, które poddano miareczkowaniu oraz pH i pOH jej roztworu. Jakie jest pH i pOH roztworu w punkcie równoważności miareczkowania?
- B. Jakie będzie pH i pOH roztworu po zmiareczkowaniu, jeżeli zostanie do niego dodatkowo wprowadzone  $20 \text{ cm}^3$  mianowanego roztworu kwasu (przemiarcezkowanie)?

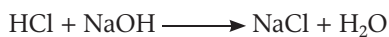
Zagadnienie z punktu B jest typowo maturalne: jakie jest pH wodnego roztworu jeżeli zmieszany zostanie wodny roztwór kwasu z wodnym roztworem zasady o znanych stężeniach i objętościach.

Rozwiązanie problemów postawionych w doświadczeniu nr 2 jest indywidualne dla danego eksperymentu. Załóżmy jednak, że stężenie titranta wynosiło  $0,100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$  i zużyte zostało  $28,0 \text{ cm}^3$  jego roztworu, aż do uzyskania punktu końcowego miareczkowania roztworu o początkowej objętości  $10,0 \text{ cm}^3$ .

**Ad A.** Z uwagi na to, że znamy stężenie titranta (kwasu) i jego zużytą objętość, obliczamy liczbę moli kwasu:

$$n = C_m \cdot V = 2,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Reakcja zobojętniania przebiega według równania:



zatem ilość wodorotlenku w oznaczanym roztworze musiała być dokładnie taka sama jak liczba moli zużytego kwasu, czyli  $2,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

Objętość oznaczanego roztworu wynosiła  $10,0 \text{ cm}^3$ , dlatego możemy obliczyć stężenie wodnego roztworu NaOH przed miareczkowaniem:

$$C = n/V = 0,280 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

Stężenie jonów  $\text{OH}^-$  jest równe całkowitemu stężeniu wodorotlenku sodu, zatem:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0,55$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,45$$

pH w punkcie końcowym miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą wynosi 7,0.

**Ad B.** Dodatkowe wprowadzenie  $20,0 \text{ cm}^3$  roztworu kwasu (przemiarcezkowanie) spowoduje wprowadzenie nadmiarowej ilości jonów  $\text{H}^+$ , a więc odczyn takiego roztworu będzie kwasowy:

$$n = C_m \cdot V = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \\ (\text{tyle samo moli jonów } \text{H}^+)$$

Objętość tego roztworu wynosi:

$$10,0 \text{ cm}^3 + 28,0 \text{ cm}^3 + 20,0 \text{ cm}^3 = \\ = 58,0 \text{ cm}^3,$$

zatem:

$$C_m = n/V = 0,0340 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3},$$

stąd:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1,47, \text{ zatem}$$

$$\text{pOH} = 12,53.$$

Po przeanalizowaniu szeregu problemów rachunkowych dotyczących pH wodnych roztworów kwasów i zasad o różnej mocy, należy skupić uwagę uczniów na odczynie wodnych roztworów soli rozpuszczalnych w wodzie.

Składniki soli mogą w roztworach wodnych ulegać procesowi hydrolizy (doświadczenie 3), w konsekwencji czego powstają jony  $\text{H}^+$  lub  $\text{OH}^-$  w proporcjach decydujących o ich kwasowym lub zasadowym odczynie.

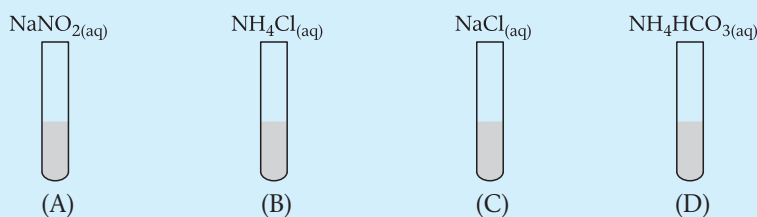
Sugeruję pozwolić uczniom na samodzielne zapisanie reakcji hydrolizy badanych soli, podpowiadając, że produktami tych procesów są kwasy i zasady, od których pochodzą dane sole. Stwarza to możliwość samodzielnego przeciwiczenia zapisu jonowego tych reakcji, z jednoczesnym zauważeniem, że zapisanie

### Doświadczenie 3.

#### Badanie odczynu wodnych roztworów soli i wyznaczenie pH tych roztworów.

Uczniowie, którzy do tej pory nie spotkali się z procesem hydrolizy soli w wodnych roztworach, mogą być przeświadczeni o ich obojętnym odczynie. Sugeruję rozpocząć analizę tego zagadnienia od wykonania prostego eksperymentu, który uczniowie mogą wykonać samodzielnie.

Należy przygotować kilka roztworów soli o stężeniu  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$  każdy. Wybieramy sole pochodzące od kwasów i zasad o różnej mocy, np.:

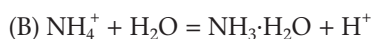
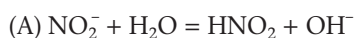


Odczyn roztworów sprawdzamy za pomocą papierka wskaźnikowego, a następnie, w zależności od wstępnej diagnozy odczynu, dodajemy do każdego z roztworów po kropli, odpowiednio, fenoloftaleiny lub oranżu metylowego. Wyniki zbieramy w tabeli:

	NaNO <sub>2</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl	NH <sub>4</sub> HCO <sub>3</sub>
Barwa papierka wskaźnikowego				
Odczyn				
pH				
pOH				

hydrolizy chlorku sodu prowadzi do zapisu innego niż w przypadku trzech pozostałych soli i zwracamy uwagę uczniów na to, że hydroliza wodnych roztworów soli pochodzących od mocnych kwasów i mocnych zasad praktycznie nie zachodzi. Nie należy jej zatem zapisywać w przypadku takich właśnie soli.

Po zapisaniu reakcji hydrolizy soli w sposób jonowy skrócony dla probówki A i B otrzymujemy wynik potwierdzający obserwacje eksperymentu. Roztwór azotanu(III) sodu ma odczyn zasadowy, natomiast roztwór chlorku amonu ma odczyn kwasowy. W wyniku hydrolizy tych soli powstają jony wpływające na odczyn wodnego roztworu. Wprowadzamy pojęcie hydrolizy kationowej i hydrolizy anionowej.



Jakie jest pH i pOH takich roztworów? Aby odpowiedzieć sobie na to pytanie, należy obliczyć, ile

jonów OH<sup>-</sup> i H<sup>+</sup> powstaje w wyniku hydrolizy. Bardzo ważne jest to, aby uczniom zostało uświadomione już na początku, że hydroliza soli to proces równowagowy, a stężenie jonów (H<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>) decydujących o odczynie nie jest równe stężeniu wprowadzonej do roztworu soli!

(A) Stężenie NaNO<sub>2(aq)</sub> wynosi  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ . Do obliczeń potrzebujemy stałej dysocjacji kwasu tworzącego sól, tj. HNO<sub>2</sub> ( $K_a = 2\cdot 10^{-4}$ ).

Z zapisu równania hydrolizy wynika, że o ilości powstałych jonów OH<sup>-</sup> decydują jony NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, które są zasadą sprzężoną z kwasem HNO<sub>2</sub> (teoria kwasów i zasad Brönsteda-Lowry'ego). Stałą dysocjacji zasadowej można obliczyć zatem następująco:

$$K_b = 1,00\cdot 10^{-14}/K_a$$

$$K_b = 5,00\cdot 10^{-11}$$

Zatem dla słabego elektrolitu:

$$K_b = c_w \cdot \alpha^2$$

i stąd wynika, że  $\alpha = 2,24\cdot 10^{-5}$ .

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot c_w = 2,24\cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 5,65,$$

zatem pH = 8,35.

(B) Stężenie NH<sub>4Cl(aq)</sub> wynosi  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ . Do obliczeń potrzebujemy stałej dysocjacji zasady tworzącego sól, tj. NH<sub>3</sub> ( $K_b = 1,8\cdot 10^{-5}$ ).

Z zapisu równania hydrolizy wynika, że o ilości powstałych jonów H<sup>+</sup> decydują jony NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, które są kwasem sprzężonym z zasadą NH<sub>3</sub> (teoria kwasów i zasad Brönsteda-Lowry'ego). Stałą dysocjacji kwasowej można obliczyć zatem następująco:

$$K_a = 10^{-14}/K_b$$

$$K_a = 5,60\cdot 10^{-10}$$

Zatem dla słabego elektrolitu:

$$K_a = c_w \cdot \alpha^2$$

i stąd wynika, że  $\alpha = 7,48\cdot 10^{-5}$ .

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_w = 7,48\cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 5,13,$$

zatem pOH = 8,87.

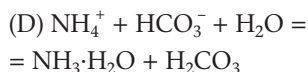


Wynik eksperymentu i obliczeń można podsumować wskazując uczniom prostą regułę pomagającą określić prawdopodobny odczyn wodnych roztworów soli:

1. Wodne roztwory soli pochodzących od mocnych kwasów i słabych zasad mają odczyn kwasowy.
2. Wodne roztwory soli pochodzących od słabych kwasów i mocnych zasad mają odczyn zasadowy.

Jak to jest zatem w przypadku wodnego roztworu chlorku sodu w probówce (C)? Należy poinformować uczniów, że sole pochodzące od dwóch mocnych elektrolitów nie ulegają procesowi hydrolizy w roztworach wodnych, a ich odczyn jest obojętny. Zatem  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ .

Roztwór w probówce (D) to najtrudniejszy przypadek. Orientacyjna reguła dla soli pochodzących od dwóch słabych elektrolitów sugeruje odczyn obojętny dla wodnego roztworu tej soli. Należy jednak podkreślić, że z uwagi na to, że wśród dwóch słabych elektrolitów zawsze jeden jest mocniejszy, stąd odczyn wodnego roztworu wodorowęglanu amonu nie jest obojętny. Jest słabo zasadowy.



Omówione zagadnienia nie wyczerpują całkowicie tematu związanego z odczynem i określaniem pH i pOH wodnych roztworów mocnych i słabych elektrolitów. W klasach realizujących rozszerzony zakres chemii warto zwrócić również uwagę na pH i pOH roztworów trudno rozpuszczalnych kwasów i wodorotlenków (przy okazji realizowania treści dotyczących iloczynu rozpuszczalności). Warto także poświęcić trochę uwagi roztworom buforowym, które dla potencjalnych kandydatów na akademie medyczne mogą być wyjątkowo interesującym zagadnieniem do omówienia.

### Przykładowe zadania do rozwiązań:

1. Oblicz stałą dysocjacji i stopień dysocjacji kwasu HR, jeżeli jego roztwór o pH równym 4 jest jednocześnie roztworem 0,001-molowym.
2. Oblicz pH i pOH roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 0,04 g NaOH w 100 cm<sup>3</sup> wody.
3. Oblicz pH wodnego 0,1-molowego roztworu etanianu potasu, jeżeli stała dysocjacji kwasu etanowego wynosi  $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .
4. Wiedząc, że wyciągając ujemny logarytm dziesiętny z wartości stałych dysocjacji kwasów uzyskujemy wartości  $\text{p}K_a$ , uszereguj podane kwasy według rosnącej mocy. Zakładając, że przygotowano roztwory jednoprotonowych kwasów o jednakowym stężeniu molowym, uszereguj roztwory zgodnie z malejącym stężeniem jonów  $\text{H}^+$ .



5. Wskaż zdania prawdziwe lub fałszywe podkreślając literę P, jeżeli uznasz zdanie za prawdziwe, lub F – jeżeli uznasz zdanie za fałszywe.

### Odpowiedzi do zadań:

**Zadanie 1.**  $\alpha = 0,1$  (10 %) oraz  $K = 1,11 \cdot 10^{-5}$

**Zadanie 2.**  $\text{pH} = 12$ ,  $\text{pOH} = 2$

**Zadanie 3.**  $\text{pH} = 8,88$

**Zadanie 4.** Rosnąca moc:



Malejące stężenie jonów  $\text{H}^+$ :



**Zadanie 5.** F, F, F, P, P, F

Kamil Kaznowski

XI Liceum Ogólnokształcące im. M. Reja w Warszawie

### Literatura:

- [1] Czerwiński A., Czerwińska A., Jeziorska M., Kańska M., *Chemia 3*, WSiP, Warszawa 2004
- [2] Pazdro K.M., *Chemia, część II – Chemia fizyczna*, Oficyna Edukacyjna \* Krzysztof Pazdro, Warszawa 2009

Tabela do zad. 5

Stopień dysocjacji słabego kwasu rośnie w miarę zatężania roztworu, zatem stężenie jonów $\text{H}^+$ w jego roztworze wzrasta wraz z zatężaniem roztworu.	P/F
pOH wodnego 1-molowego roztworu kwasu HF jest większe od pOH wodnego 1-molowego roztworu HCl.	P/F
pH wodnych roztworów dwóch mocnych zasad: KOH i $\text{Sr}(\text{OH})_2$ o jednakowych stężeniach są dokładnie takie same.	P/F
Stała dysocjacji jednoprotonowego kwasu o $\text{pH} = 3$ jest większa od stałej dysocjacji jednoprotonowego kwasu o $\text{pH} = 4$ i jednakowym stężeniu molowym roztworu.	P/F
Do 100 cm <sup>3</sup> wody destylowanej dodano 0,56 g KOH. pH tak otrzymanego roztworu wzrosło o 6 jednostek w stosunku do pH czystej wody.	P/F
Stała dysocjacji kwasu nie zależy od stężenia roztworu ( $T = \text{const.}$ ), dlatego wraz z rozcieńczaniem roztworu kwasu pH roztworu nie powinno się zmieniać.	P/F



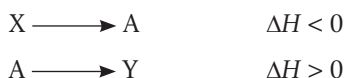
- b) Wykorzystaj wykres, aby określić, jak długo można przechowywać świeże mleko w temperaturze 15°C.  
 c) Podaj przyczynę tego, że mleko przegotowane dłużej zachowuje przydatność do spożycia niż świeże mleko.

Tabela 2

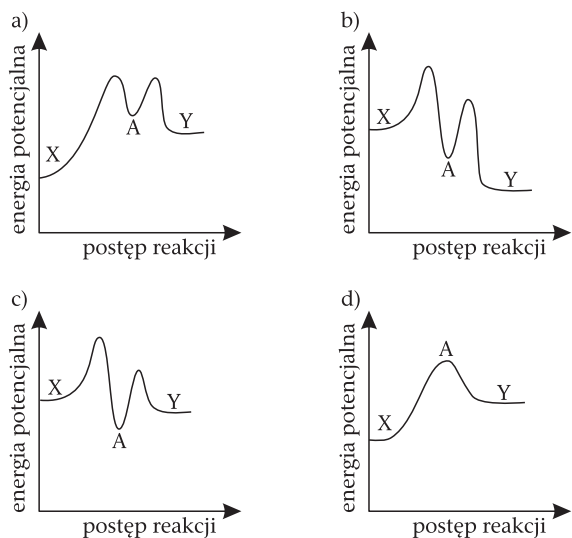
25°C (ciepły, letni dzień)	½ dnia
18°C (temperatura pokojowa)	1 dzień
10°C	2 dni
5°C (lodówka)	4 dni

**Zadanie 7.**

Związek X przekształcono w związek Y. Stwierdzono, że reakcja przebiegała z utworzeniem związku A, który mógł zostać wyizolowany. Zaszły następujące przemiany:



Ustal, który z następujących profili reakcji odpowiada opisanej przemianie:



**Zadanie 8.**

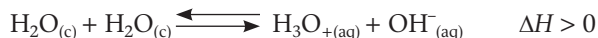
W przemyśle amoniak otrzymuje się w reakcji:



- a) Co należy zrobić, aby zwiększyć szybkość reakcji?  
 b) Jakie warunki należy przyjąć, aby zwiększyć wydajność (ilość produktu) z termodynamicznego punktu widzenia?  
 c) Rozważ, czy w tym przypadku istnieje konflikt między warunkami prowadzenia szybkiej reakcji a uzyskaniem dużej wydajności reakcji? Jeżeli tak, to jakie ostatecznie przyjmuje się rozwiązanie tego problemu w przemyśle chemicznym?

**Zadanie 9.**

W wodzie i roztworach wodnych zachodzi reakcja autodysocjacji wody:



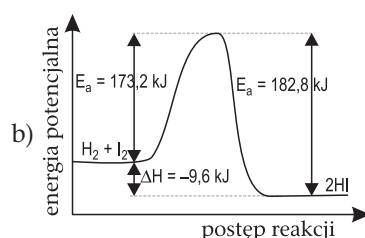
- a) Wyjaśnij, jak wpłynie podwyższenie temperatury na wartość iloczynu jonowego wody  $K_w$ .  
 b) W temperaturze 0°C  $K_w = 0,1 \cdot 10^{-14}$ . Oblicz pH wody.

**Zadanie 10.**

- a) Ile wolnych walencyjnych par elektronowych znajduje się na atomie ksenonu w  $XeF_4$ ?  
 b) Określ całkowitą liczbę walencyjnych par elektronowych wokół atomu ksenonu w  $XeF_4$ .  
 c) Narysuj kształt cząsteczki  $XeF_4$ .

**Odpowiedzi do zadań:**

**Zadanie 1.** a) 182,8 kJ·mol<sup>-1</sup>



- b) Bardziej zależy od temperatury szybkość reakcji B, ponieważ jej energia aktywacji jest wyższa niż energia aktywacji dla reakcji A.

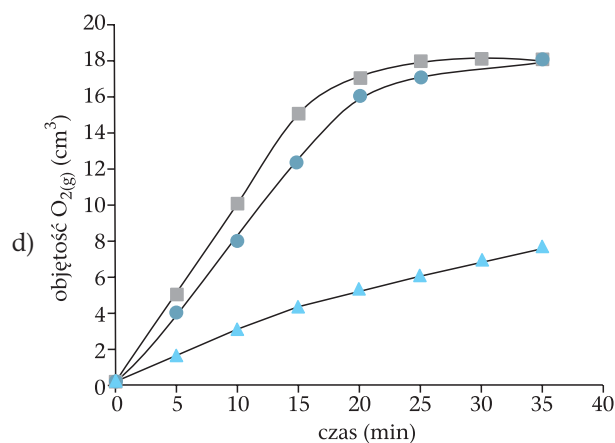
**Zadanie 2.** 1/16

**Zadanie 3.**

- a) CaO – zasadowy, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – amfoteryczny, SO<sub>3</sub> – kwasowy  
 b) CaO  
 c) SO<sub>3</sub>  
 d)  $Al_2O_{3(s)} + 2 NaOH_{(aq)} + 3 H_2O_{(c)} \longrightarrow 2 Na[Al(OH)_4]_{(aq)}$   
 e)  $SO_{3(g)} + 2 NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)}$

**Zadanie 4.**

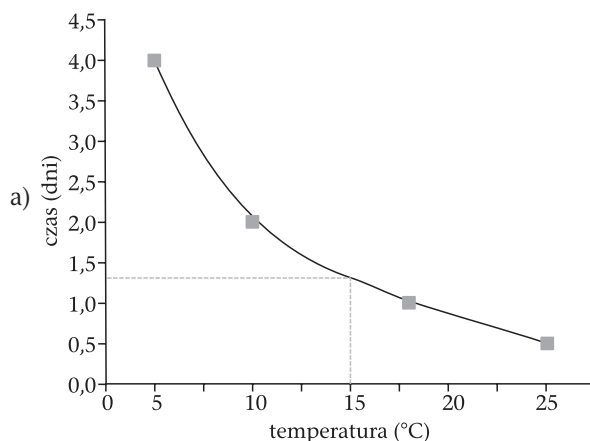
- a) Bardziej wydajny był katalizator B.  
 b) Zmiana temperatury wpłynęłaby na szybkość reakcji.  
 c) Katalizator nie ma wpływu na ilość uzyskanego produktu, a jedynie na szybkość jego powstawania.



## Zadanie 5.

- a) Cu b) Br

## Zadanie 6.



- b) 1,3 dnia  
c) Podczas gotowania mleka niszczone są enzymy, więc szybkość kwasnienia staje się dużo wolniejsza.

## Zadanie 7. c

## Zadanie 8.

- a) Podwyższyć temperaturę, zwiększyć ciśnienie, wprowadzić katalizator.

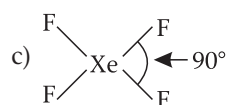
- b) Podwyższyć ciśnienie, obniżyć temperaturę, wprowadzić nadmiar azotu lub wodoru do mieszaniny reakcyjnej, usuwać amoniak z mieszaniny reakcyjnej.  
c) Podwyższenie temperatury powoduje szybsze zachodzenie reakcji, ale niższa temperatura sprzyja zwiększeniu wydajności. W przemyśle chemicznym stosuje się optymalną temperaturę (400°C–650°C), dla której uzyskuje się akceptowalną szybkość tworzenia amoniaku oraz wydajność tej reakcji. Reakcja prowadzona jest także pod wysokim ciśnieniem (200–400 atmosfer) i w obecności katalizatora.

## Zadanie 9.

- a) Wartość  $K_w$  wzrośnie, ponieważ jest to reakcja endotermiczna.  
b)  $\text{pH} = 7,5$

## Zadanie 10.

- a) dwie wolne pary elektronowe  
b) sześć par elektronowych



Praca finansowana z DS. 530-8140-D198-12

dr Małgorzata Czaja

Wydział Chemii, Uniwersytet Gdański

dr Dagmara Jacewicz

Wydział Chemii, Uniwersytet Gdański

Szanowni Autorzy!

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

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

# Niespodzianki w podstawie programowej

Krzysztof M. PAZDRO

**A**ktualna podstawa programowa jest stosunkowo niedawnym dziełem Ministerstwa Edukacji Narodowej. Niestety, w tym dokumencie, pisanym nie wiadomo dlaczego w czasie teraźniejszym i trybie oznajmującym, fragmenty dotyczące chemii wyróżniają się zdumiewającym niedbalstwem (**przykład A** – patrz niżej), zawierają liczne błędy merytoryczne (**przykłady B**), niepojęte błędy dydaktyczne (**przykłady C**), dziwadła terminologiczne [opisane w poprzednim artykule opublikowanym w Chemii w Szkole (6/2012)], nonsensy trudne do zakwalifikowania (**przykłady D**) i zadziwiające luki w treści nauczania (**przykład E**).

Podane niżej przykłady dotyczą podstawy programowej do zakresu rozszerzonego w IV etapie edukacyjnym [Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej z dnia 23 grudnia 2008 r. (Dz.U. z 2009 r., nr 4 poz. 17)], która zaczęła obowiązywać od 1 września 2013 r. w drugich klasach liceów, a na maturach od 2015 r. Zostało „5 minut” na ratunek.

## Przykład A:

P. 7.5. *Uczeń przewiduje kierunek reakcji metali z kwasami i roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali. W podstawie programowej nie ma elektrochemii. Ani ogniów, ani elektrolizy. Jak nauczyciel ma dokonać wywodu danych zawartych w szeregu napięciowym metali? Albo należy usunąć p. 7.5., albo – rozsądniej – przywrócić podstawowe wiadomości o ogniowach.*

## Przykład B-1:

P. 1.3. *Uczeń ustala skład izotopowy pierwiastka (w procentach masowych) na podstawie jego masy atomowej. Zadanie nierozwiązywalne.*

## Przykład B-2:

P. 3.5. *Uczeń rozpoznaje typ hybrydyzacji ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych. W cząsteczkach nie ma hybrydyzacji. Są jądra, elektrony i pola oddziaływań. Hybrydyzacja to stosowany dawno, dawno temu, matematyczny fragment kwantowo-chemicznych obliczeń pozwalających na przewidywanie między innymi kątów między wiązaniami, ale wpływ na rzeczywiste kąty hybrydyzacja miała taki, jaki mają meteorolodzy na pogodę. Jak uczeń ma rozpoznać hybrydyzację w prostych cząsteczkach, na przykład  $H_2O$ , a jeśli to zbyt skomplikowana cząsteczka, to może  $HCl$ ? Będę wdzięczny autorowi p. 3.5. za odpowiedź pod adresem e-mailowym: [redakcja@pazdro.com.pl](mailto:redakcja@pazdro.com.pl).*

## Przykład B-3:

P. 4.4. *Uczeń interpretuje zapis  $\Delta H < 0$  i  $\Delta H > 0$  do określania efektu energetycznego reakcji. Entalpia reakcji  $\Delta H$  nie określa efektu energetycznego reakcji (czyli energii reakcji  $\Delta E$ ), lecz tylko jego część, tzw. efekt termiczny („cieplny”), ponieważ nie uwzględnia efektu mechanicznego (pracy:  $-p\Delta V$ ).*

## Przykład C-1:

P. 16.3. *Uczeń zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy (...), rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy. Takich*

„pamięciówek” nie wymaga się nawet od studentów wydziałów chemicznych. Podejrzewam, że twórcy tego zapisu nie wiedzą, do czego służą wzory łańcuchowe cukrów prostych, ani nie wiedzą, co one mają wspólnego z ich strukturą. Ten zapis należy zmienić na: „Uczeń powinien wyjaśnić, na podstawie podanego mu wzoru taflowego, w jaki sposób z tego wzoru odczytuje się stereostrukturę cząsteczki i – analogicznie – do czego służy i co określa wzór łańcuchowy”. Proponowana zmiana zapisu nie będzie wymagała zmian w podręcznikach. Obecny stan obudzi natomiast sadyistyczne skłonności CKE.

## Przykład C-2:

W jakim celu uczeń ma wiedzieć: jak 50 lat temu (i wcześniej) chemicy odróżniali glukozę od fruktozy (p. 16.5.), czyli podać prawidłową odpowiedź na kultowe pytanie dawnych egzaminów wstępnych na wyższe uczelnie, a obecnie egzaminów maturalnych; alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego (p. 10.4.); alkohole pierwszorzędowe od alkoholi drugorzędowych (p. 10.5.); alkohole od fenoli (p. 10.8.); aldehydy od ketonów (p. 11.4.); kwasy tłuszczowe nasycone od nienasyconych (p. 12.7.)?

## Przykład C-3:

P. 6.2. *Uczeń oblicza stopnie utleniania pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego. Obliczenia dla związków organicznych to skomplikowana, sztuczna procedura (ściślej dwie odmienne procedury dające różne wyniki) nieopisywana w akademickich*

podręcznikach chemii organicznej. W szkole służy do dobierania współczynników w jednym (zaledwie) równaniu uwidocznionym z reguły w podręczniku. Czas wyrzucić te wymagania na śmietnik.

### Przykład C-4:

Czy autorzy podstawy programowej wiedzą jak (i czy?) przebiega każda ze 154 (słownie: stu pięćdziesięciu czterech) reakcji wymaganych w p.: 7.2., 8.2., 8.8. i 8.9.?

### Przykład D-1:

W kilkunastu punktach są zaskakujące zapisy typu: *Uczeń planuje (projektuje) i przeprowadza doświadczenia, stawia hipotezy...* Czy pomysłodawcy tych wymagań naprawdę nie wiedzą, że planowanie doświadczeń najwcześniej zaczyna się na etapie pracy magisterskiej, a tak na poważnie – doktorskiej? Uczeń może najwyżej podać przykłady znanych mu doświadczeń potwierdzających określone zjawisko, np.: dysocjacji jonowej, istnienia słabych i mocnych elektrolitów.

### Przykład D-2:

P. 1.1. (pierwszy zapis w treściach nauczania): *Uczeń stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra)*. Pomijając fakt, że mol nie jest pojęciem lecz jednostką (terminem), to co należałoby sądzić o analogicznym zapisie otwierającym rozszerzony program nauczania fizyki w rodzaju: *Uczeń stosuje pojęcie kilograma (na podstawie odważnika)*.

### Przykład E:

Brak wzmianki o promieniotwórczości i zbawiennym bądź zabójczym wpływie promieniowania jonizującego na żywe organizmy (radioliza). I to w kraju, gdzie nie ma ani jednego reaktora jądrowego, a sam ten termin wywołuje paniczne skojarzenia z Czarnobylem. Ponoć uzasadniano to tym, że pro-

mieniotwórczość była już w gimnazjum. Była, ale w postaci czytanek o Marii Skłodowskiej-Curie.

Raz jeszcze podkreślam, że są to tylko przykłady. Całe dzieło jest kopalnią jeszcze innych anachronizmów i źródłem uciechy dla przesmiewców, w tym cele nauczania chemii, poprzedzające treści nauczania i niemające z treściami nic wspólnego. Może warto w miejsce tych abstrakcyjnych wypocin napisać **prawdę**:

- Celem nauczania chemii w gimnazjum, i w podstawowym zakresie liceum, jest przygotowanie ucznia do życia w świecie wszechobecnym dobrodziejstw i zagrożeń jakie stwarza chemia.
- Celem nauczania chemii w zakresie rozszerzonym w liceum jest przygotowanie ucznia do wyższych studiów przyrodniczych.

Zanim zacznie się proponować zmiany w podstawie programowej, powinno się wiedzieć, jak taki dokument powstaje.

Od dawna przyjęła się procedura zmieniania celów i treści nauczania średnio raz na 10 lat, równocześnie do wszystkich przedmiotów. Dawniej program, potem minimum programowe, obecnie podstawa programowa to opasłe, kilkusetstronicowe Rozporządzenie Ministra (właściwego, bo nazwy resortu zmieniano częściej). Po opublikowaniu nauczyciele zawsze podnosili wrzawę, że program jest przeładowany. To prawda wynikająca ze złej organizacji pracy przy jego tworzeniu. Minister powoływał do każdego przedmiotu przewodniczącego i zespół, po czym oczekiwał od niego nowoczesnego programu i nie informował o tzw. siatce godzin, czyli liczbie lekcji w tygodniu. Każdy zespół co prawda domagał się siatki, ale żaden nigdy jej nie dostał. Członkowie zespołów przyrodniczych sądzili, że ich przedmiot

jest bardzo ważny i przydzielą mu co najmniej 2 godziny w tygodniu, czyli – w obecnym systemie edukacyjnym – 6 lekcji w trzyletnim cyklu kształcenia. A dostał 4. Jak podzielić 4 na 3 to już zmartwienie dyrektora szkoły. Siatkę godzin przygotowują urzędnicy ministerstwa, którzy na dźwięk słów „matematyka”, „fizyka” lub „chemia”, doznają koszmarnych wspomnień z lat szkolnych. I biorą za nie odwet.

Czas z tym zerwać i w miarę potrzeby modernizować podstawy programowe do poszczególnych przedmiotów, zwłaszcza tych, które wymagają częstych aktualizacji (głównie do historii najnowszej i przedmiotów przyrodniczych). Każde takie unowocześnienie byłoby to Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej zapisane na zaledwie kilku kartkach i zamieszczone w Internecie. Koniecznie powinno ono być opatrzone jednym nazwiskiem osoby rekomendującej cele i treści nauczania, czyli przewodniczącego zespołu. Dotychczas podpisywał to minister i nie wiadomo było, z kim polemizować. Osoba rekomendująca będzie mogła zwracać się do ministra z wnioskiem o dokonanie poprawek, a buntownicy, w tym autor artykułu, będą wiedzieli, kogo przekonywać.

Istotną tu rolę może, a nawet powinno odegrać Polskie Towarzystwo Chemiczne. Dokładniej Zarząd Sekcji Dydaktycznej Polskiego Towarzystwa Chemicznego mógłby zwrócić się do Prezesa PTChem z prośbą o interwencję u Ministra Edukacji Narodowej. Pożądane będzie spotkanie *face to face* w obecności świadków po obu stronach, zakończone wręczeniem stosownego memorandum w postaci listu otwartego z konstruktywną propozycją odnowionej podstawy programowej.

dr Krzysztof Pazdro

Właściciel wydawnictwa edukacyjnego OE\*KP  
e-mail: redakcja@pazdro.com.pl

# 59. Krajowa Olimpiada Chemiczna Etap I



## KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ

### Zadanie 1. Kwas azotowy(III)

Kwas azotowy(III) to umiarkowanie słaby kwas nieorganiczny o stężeniowej stałej dysocjacji  $K_a = 4,0 \cdot 10^{-4}$ . Jest on nietrwały i może istnieć tylko w rozcieńczonych roztworach wodnych.

#### Polecenia:

- Napisz równanie dysocjacji kwasu azotowego(III) i wyrażenie na stężeniową stałą dysocjacji.
- Oblicz, dla jakiego stężenia molowego tego kwasu jego stopień dysocjacji będzie równy 2%.
- Oblicz pH roztworu opisanego w poleceniu *b*.
- Do  $150 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{HNO}_2$  o stopniu dysocjacji 2% dodano  $350 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{NaNO}_2$  o stężeniu 0,5%. Określ, jak zmieniło się pH roztworu kwasu w wyniku dodania jego soli.
- Narysuj wzór elektronowy jonu, uwzględniający jego kształt.
- Kwas azotowy(III) podczas zateżnienia ulega reakcji dysproporcjonacji. Napisz równanie tej reakcji wiedząc, że jednym z jej produktów jest tlenek azotu(II).

W obliczeniach przyjmij następujące wartości mas molowych: H –  $1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , O –  $16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , N –  $14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , Na –  $23,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Założ, że gęstość rozcieńczonych roztworów wodnych jest równa  $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

### Zadanie 2. Związki siarki(IV)

W dwóch identycznych kolbach (**K1** i **K2**) umieszczono po  $100 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  o stężeniu  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , a następnie roztwory te nasycano gazem otrzymanym w reakcji metalicznej miedzi ze stężonym  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Przez kolbę **K1** przepuszczono  $0,9 \text{ dm}^3$  gazu, natomiast przez kolbę **K2** ponad  $1,5 \text{ dm}^3$ . Następnie do mieszaniny reakcyjnej z kolby **K1** dodano około  $25 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{NaOH}$  o stężeniu  $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , odparowano część wody i pozostawiono do krystalizacji. Otrzymano  $1,3 \text{ g}$  krystalicznej, białej uwodnionej soli **A**. Związek ten ogrzany do temperatury około  $240^\circ\text{C}$  zmniejsza swoją masę o 50,0% z utworzeniem bezwodnej soli. Z roztworu z kolby **K2** po odparowaniu części wody wykrysztalizowano białe kryształy bezwodnej soli **B**. Na podstawie analizy elementarnej stwierdzono, że zawartość sodu i tlenu

w związku **B** wynosi, odpowiednio,  $24,2\%_{\text{mas}}$  i  $42,1\%_{\text{mas}}$ . Stwierdzono także, że z roztworu wodnego związku **B** po dodaniu  $\text{NaOH}$  krystalizuje sól **A**.

#### Polecenia:

- Jakiego gazu użyto do nasycania roztworu węglanu sodu? Napisz równanie reakcji roztwarzania metalicznej miedzi w stężonym kwasie siarkowym(VI).
- Podaj w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej w kolbie **K1** podczas nasycania roztworu węglanu sodu gazem. Odpowiedź uzasadnij stosownymi obliczeniami przyjmując, że reakcja zachodzi ilościowo.
- Podaj wzór związku **A**. Odpowiedź potwierdź stosownymi obliczeniami.
- Podaj wzór soli **B**, która wykrysztalizowała z roztworu w kolbie **K2**. Odpowiedź uzasadnij lub potwierdź stosownymi obliczeniami.
- Zapisz równanie reakcji otrzymywania soli **B** w kolbie **K2**.
- Podaj w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej podczas rozpuszczania związku **B** w wodzie.
- Oblicz wydajność procesu otrzymywania związku **A** w stosunku do ilości użytego gazu.

W obliczeniach przyjmij następujące wartości mas molowych: S –  $32,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , Na –  $22,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , O –  $16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , H –  $1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  oraz założenie, że objętość molowa użytych gazów wynosi  $22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### Zadanie 3. Równowaga reakcji w fazie gazowej

Eksperyment przeprowadzono w stałej temperaturze równej  $298,15 \text{ K}$ . Z dwóch kolb **K1** i **K2** połączonych rurką, w której znajdowała się cienka szklana ścianka, wypompowano powietrze. Do kolby **K1** o pojemności  $V_1 = 1,1042 \text{ dm}^3$  wprowadzono  $m = 1,2798 \text{ g}$   $\text{N}_2\text{O}_4$ . W kolbie ustaliła się równowaga reakcji  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ , a ciśnienie wzrosło do  $p_1 = 0,3994 \text{ bar}$ . Wtedy kolbę **K1** połączono z opróżnioną kolbą **K2** o pojemności  $V_2 = 1,1254 \text{ dm}^3$  przez stłuczenie cienkiej ścianki młoteczką magnetyczną i pozostawiono układ do ustalenia się nowej równowagi.

#### Polecenia:

- Oblicz równowagowe ciśnienia cząstkowe  $\text{N}_2\text{O}_4$  ( $p_{\text{N}_2\text{O}_4}$ ) i  $\text{NO}_2$  ( $p_{\text{NO}_2}$ ). ( $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )
- Oblicz stałą równowagi  $K_p$  ( $T = 298,15 \text{ K}$ ) reakcji  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ .

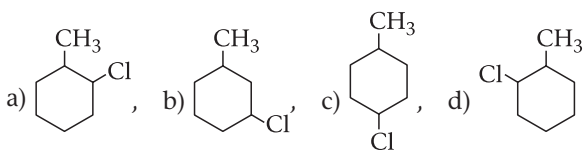
c) Oblicz, jak zmieni się ciśnienie wyjściowe  $N_2O_4$  po połączeniu kolb **K1** i **K2** (proponujemy zastosować oznaczenie  $p_{N_2O_4}^0$ ).

d) Oblicz, jak zmienią się ciśnienia równowagowe  $N_2O_4$  ( $p_{N_2O_4}^1$ ) i  $NO_2$  ( $p_{NO_2}^1$ ) oraz ciśnienie całkowite w połączonych kolbach **K1** i **K2** w wyniku przesunięcia równowagi spowodowanego zmianą objętości układu.

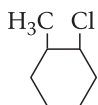
**Wskazówka:** Należy pominąć objętość rurki łączącej obie kolby, a gazy biorące udział w reakcji traktować jako gazy doskonałe; jako ciśnienie standardowe należy przyjąć  $P^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^3 \text{ hPa}$ .

#### Zadanie 4. Test z chemii organicznej

I. Wskaż możliwe produkty reakcji 3-metylocykloheksenu z HCl:



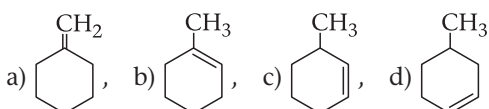
II. Konfiguracja absolutna centrów stereogenicznych w związku o wzorze:



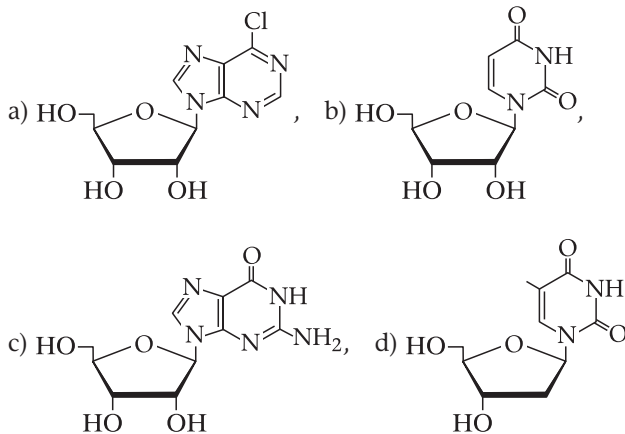
jest następująca:

- a) 1R, 2R  
b) 1R, 2S  
c) 1S, 2S  
d) 1S, 2R

III. Wskaż strukturę głównego produktu reakcji eliminacji (zgodnego z regułą Zajcewa) cząsteczki HCl z 1-chloro-2-metylocykloheksanu, którego wzór przedstawiono w pytaniu II.



IV. Wśród nukleozydów przedstawionych na rysunku, wskaż nukleozyd purynowy, będący składnikiem kwasów nukleinowych.

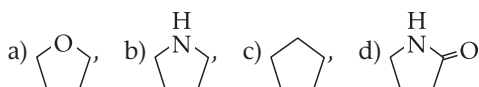


V. Który z nukleozydów z zadania IV nie tworzy w reakcji z acetonem, przy zastosowaniu katalizatora kwasowego, cyklicznego acetalu?

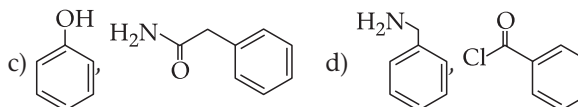
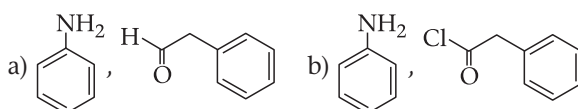
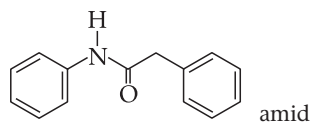
VI. Wśród wymienionych związków wskaż najmocniejszy kwas:

- a)  $CH_3COOH$                       b)  $ClCH_2COOH$   
c)  $Cl_2CHCOOH$                   d)  $Cl_3CCOOH$

VII. Wśród wymienionych związków wskaż najmocniejszą zasadę:



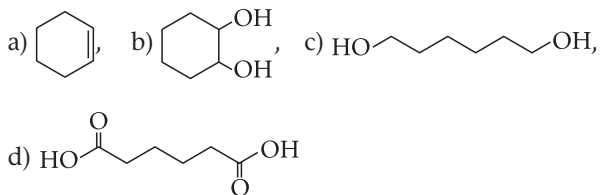
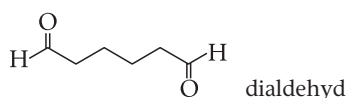
VIII. Z którego z czterech zestawów odczynników można w najprostszy sposób otrzymać amid o przedstawionej niżej strukturze?



IX. Który z wymienionych związków można utlenić do kwasu benzoesowego za pomocą  $KMnO_4$ ?

- a) fenol                                      b) o-ksylen  
c) benzen                                    d) toluen

X. Wskaż związek, który pozwoli na otrzymanie przedstawionego dialdehydu w reakcji z tlenkiem miedzi(II).



#### Zadanie 5. Analiza peptydu

Na podstawie poniższych informacji ustal budowę peptydu **P**, składającego się wyłącznie z aminokwasów kodowanych przez DNA i zawierającego grupę karboksylową na C-końcu.

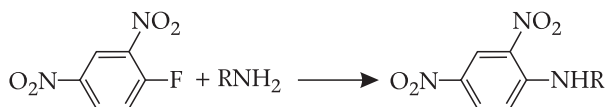
- Masa cząsteczkowa peptydu **P**, oznaczona metodą spektrometrii mas, wynosi 364.
- W wyniku działania na peptyd **P** enzymu (trypsyny), powodującego hydrolizę wiązania peptydowego po karboksylowej stronie aminokwasów zasadowych powstają 2 produkty.



3. Peptyd **P** poddano reakcji z 2,4-dinitrofluorobenzenem i przeprowadzono kwaśną hydrolizę powstałego produktu w podwyższonej temperaturze. Mieszaninę poreakcyjną zneutralizowano do pH = 6–7, następnie rozdzielono chromatograficznie otrzymując trzy aromatyczne związki **A**, **B** i **C**, z których dwa (**A** i **B**) zawierały grupy nitrowe. W związkach **A** i **B** oznaczono azot, a ponadto związek **A** poddano analizie spaleniu. Wyniki tych oznaczeń zamieszczone są w tabeli:

Związek	Masa próbki	Masa CO <sub>2</sub>	Masa H <sub>2</sub> O	Objętość azotu (warunki normalne)
<b>A</b>	255 mg (1 milimol)	396 mg	81 mg	33,6 cm <sup>3</sup>
<b>B</b>	312 mg (1 milimol)	–	–	44,8 cm <sup>3</sup>

*Wskazówka:* 2,4-dinitrofluorobenzen (DNP), zwany odczynnikiem Sangera, jest odczynnikiem reagującym z grupami aminowymi według schematu przedstawionego poniżej.



**Polecenia:**

- a) Podaj wzór sumaryczny związku **A**. Odpowiedź uzasadnij obliczeniami opartymi na wynikach analizy spaleniu.
- b) Podaj wzór półstrukturalny związku **A**.
- c) Podaj wzór półstrukturalny związku **B**.
- d) Podaj wzór półstrukturalny związku **C**.
- e) Podaj wzór półstrukturalny peptydu **P** i uzasadnij skwencję.
- f) Narysuj dominującą formę badanego peptydu w roztworze wodnym o pH = 2.
- g) Narysuj wzory rzutowe Fischera obu enancjomerów aminokwasu, z którego powstaje związek **A**, zaznaczając konfigurację L i D.
- h) Napisz równanie reakcji aminokwasu, z którego powstaje związek **A**, z metanolem w obecności kwasu.
- i) Napisz równanie reakcji aminokwasu, z którego powstaje związek **B** z 2-krotnym molowym nadmiarem bezwodnika octowego.

**ROZWIĄZANIA ZADAŃ**

**Zadanie 1.**

(Uwaga: akceptowany jest zarówno zapis [H<sup>+</sup>], jak i [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>])



$K_a = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2]$

b) Załóżmy, że stężenie początkowe kwasu było równe  $x$ . Wtedy, zgodnie z reakcją dysocjacji (a),  $[\text{HNO}_2] = x - 0,02x$ ,  $[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = 0,02x$ .

Podstawiając do wzoru na stałą dysocjacji  $K_a$  otrzymujemy:  $4,0 \cdot 10^{-4} = (0,02x)^2 / (x - 0,02x)$

Po przekształceniach:

$4,0 \cdot 10^{-4} x^2 = 4,0 \cdot 10^{-4} x - 8,0 \cdot 10^{-6} x$

oraz  $4,0 \cdot 10^{-4} x = 3,92 \cdot 10^{-4}$  i stąd  $x = 0,98 \text{ mol dm}^{-3}$ .

c) Dla HNO<sub>2</sub> zdysocjowanego w 2% stężenie molowe wynosi 0,98 mol·dm<sup>-3</sup> (z punktu **b**). Stężenie jonów wodorowych wynosi więc:

$[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = 0,02x = 0,02 \cdot 0,98 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ;  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 1,7$ .

d) Obliczamy masę NaNO<sub>2</sub> przy założeniu, że  $d = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ :

$C_{\%} = (m_s/m_r) \cdot 100\% \Rightarrow m_s = (C_{\%} \cdot m_r) / 100\%$  i stąd  $m_s = 1,75 \text{ g}$ .

$M_M = m/n \Rightarrow n = m/M_M$  ( $M_M$ : masa molowa)  $n = 1,75 \text{ g} / 69,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0254 \text{ mola}$ .

Obliczamy stężenie molowe roztworu:

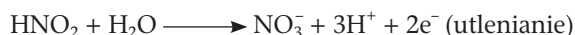
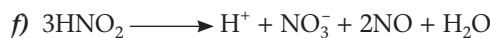
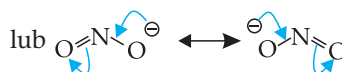
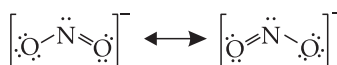
$C_m = n/V = 0,0254/0,5 = 0,051 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Roztwór zawiera HNO<sub>2</sub> o stężeniu 0,98-0,15 / 0,5 = 0,29 mol·dm<sup>-3</sup> oraz jony w stężeniu 0,051 mol·dm<sup>-3</sup>. Jest to roztwór buforowy, którego pH można obliczyć z równania:

$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2]) = 3,4 + \log(0,051/0,29) = 2,6$ .

Nastąpił wzrost pH o 0,9 jednostki.

e) Jon NO<sub>2</sub><sup>-</sup> jest cząsteczką zgiętą.



**Zadanie 2.**

a) W reakcji miedzi ze stężonym kwasem siarkowym(VI) powstaje ditlenek siarki, zgodnie z równaniem reakcji:



lub w formie jonowej:



[dopuszczalny jest zapis



b) W reakcji w kolbie **K1** stosunek molowy Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> do SO<sub>2</sub> wynosił:

$0,1 \text{ dm}^3 \cdot 0,2 \text{ mol/dm}^3 : \frac{0,9 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} =$

$= 0,02 \text{ mola} : 0,04 \text{ mola}$

czyli 1:2, a ponieważ reakcja zachodziła ilościowo, jej przebieg można opisać równaniem:



- c) W wyniku reakcji zobojętniania wodorosiarczku(IV) roztworem NaOH powstaje  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :



$\text{Na}_2\text{SO}_3$  krystalizuje z roztworu wodnego w postaci uwodnionej soli o wzorze  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Stopień uwodnienia można obliczyć następująco:

$$x = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{\frac{100 - m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}} = \frac{\frac{50,0}{18,02}}{\frac{50,0}{126,05}} = 7$$

Związek **A** ma wzór:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

- d) [W kolbie **K2** do nasycania roztworu zawierającego  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  węglańku sodu użyto:

$1,5 \text{ dm}^3 / 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \approx 0,067 \text{ mol SO}_2$ , czyli dużego nadmiaru w porównaniu do kolby **K1**.

W takich warunkach z roztworu wodorosiarczku(IV) sodu krystalizuje bezwodna sól **B** o wzorze  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$  – disiarczan(IV) disodu.]

Stechiometrię związku **B** możemy obliczyć także na podstawie podanego składu:

$$n_{\text{Na}} : n_{\text{S}} : n_{\text{O}} = \frac{24,2}{M_{\text{Na}}} : \frac{33,7}{M_{\text{S}}} : \frac{42,1}{M_{\text{O}}} = 1,05 : 1,05 : 2,63 \approx 2 : 2 : 5,$$

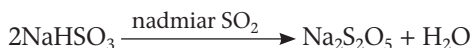
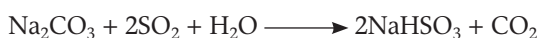
czyli związek **B** ma wzór:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ .

[Dodatkowym potwierdzeniem, iż związkiem **B** jest disiarczan(IV) disodu jest komentarz przedstawiony w punkcie *f*.]

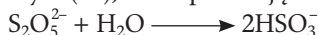
- e) Reakcję otrzymywania  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$  w kolbie **K2** można opisać sumarycznym równaniem:



lub dwuetapowo:



- f) Z roztworu wodnego soli **B** po dodaniu wodorotlenku sodu można otrzymać związek **A**, czyli analogicznie jak w kolbie **K1**. Fakt ten świadczy o istnieniu w wodnym roztworze soli **B** jonów wodorosiarczanych(IV), które powstają w reakcji:



- g) Ilość otrzymanej soli **A** wynosi:

$$\frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1,3 \text{ g}}{252,19 \text{ g/mol}} = 0,0052 \text{ mola.}$$

Wydajność procesu otrzymywania  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  w stosunku do ilości użytego  $\text{SO}_2$  wynosi:

$$\frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{SO}_2}} = \frac{0,0052 \text{ mol}}{0,04 \text{ mol}} \cdot 100\% = 13\%$$

### Zadanie 3.

Należy zauważyć, że jeżeli w układzie o stałej objętości i temperaturze zachodzi reakcja  $\text{A} \rightleftharpoons n\text{B}$ , to zmiana ciśnienia cząstkowego składnika A o  $\Delta p_{\text{A}}$  jest związana ze zmianą ciśnienia cząstkowego składnika B o  $\Delta p_{\text{B}} = -n \cdot \Delta p_{\text{A}}$  (znak minus oznacza, że zmniejszeniu ciśnienia jednego składnika odpowiada wzrost ciśnienia drugiego i odwrotnie).

- a) W kolbie **K1** (przed jej połączeniem z kolbą **K2**) ustala się równowaga reakcji:



Na podstawie liczby moli wprowadzonego  $\text{N}_2\text{O}_4$  obliczamy ciśnienie początkowe  $p_{\text{N}_2\text{O}_4}^0$ :

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 = \frac{mRT}{M_{\text{N}_2\text{O}_4} V_1} = \frac{1,2798 \text{ g} \cdot 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298,15 \text{ K}}{92,02 \text{ g/mol} \cdot 1,1042 \text{ dm}^3} = 31,22 \frac{\text{J}}{\text{dm}^3} = 0,3122 \text{ bar} \quad (1)$$

Końcowe ciśnienie w kolbie **K1** jest równe sumie równowagowych ciśnień cząstkowych  $\text{N}_2\text{O}_4$  i  $\text{NO}_2$ , co zapisujemy jako:

$$p_1 = p_{\text{N}_2\text{O}_4} + p_{\text{NO}_2} \quad (2)$$

Równocześnie, z uwzględnieniem uwagi podanej na początku rozwiązania, bilans molowy reakcji (wyrażony przez ciśnienia cząstkowe) prowadzi do równania:

$$2 \cdot (p_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 - p_{\text{N}_2\text{O}_4}) = p_{\text{NO}_2} \quad (3)$$

Rozwiązanie układu równań (2) i (3) prowadzi do równowagowych ciśnień cząstkowych:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,2250 \text{ bar} \quad \text{i} \quad p_{\text{NO}_2} = 0,1744 \text{ bar.}$$

- b) Ciśnieniowa stała równowagi reakcji (I) wyraża się podanym niżej wzorem, z którego po podstawieniu odpowiednich ciśnień cząstkowych podzielonych przez ciśnienie standardowe otrzymujemy wartość  $K_p$ :

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2} / p^0)^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4} / p^0} = 0,1352 \quad (4)$$

- c) Po połączeniu kolb **K1** i **K2** wszystkie składniki rozprężają się do objętości  $V = V_1 + V_2 = 2,2296 \text{ dm}^3$ . Zmiana objętości układu sprawia, że zmienia się ciśnienie początkowe substratu i przesuwa się też równowaga reakcji. Ciśnienie początkowe  $\text{N}_2\text{O}_4$  przeliczamy z zależności  $p \cdot V = \text{const.}$ :

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4}^{0'} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}^0 \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,3122 \text{ bar} \cdot 1,1042 \text{ dm}^3}{2,2296 \text{ dm}^3} = 0,1546 \text{ bar} \quad (5)$$

- d) Ponieważ zmiana objętości układu nie zmienia wartości stałej równowagi  $K_p$ , a ze względu na kwadrat w liczniku równania (4) ciśnienia równowagowe nie zmieniają się proporcjonalnie do zmiany objętości, musimy rozwiązać następujący układ równań:

$$K_p = \frac{(p'_{\text{NO}_2}/P^0)^2}{p'_{\text{N}_2\text{O}_4}/P^0} \quad (6)$$

$$2 \cdot (p'_{\text{N}_2\text{O}_4} - p'_{\text{N}_2\text{O}_4}) = p'_{\text{NO}_2} \quad (7)$$

Dla uproszczenia zapisu równań możemy posłużyć się mianowaną ciśnieniową stałą równowagi (pomiary w zapisie dzielenie przez  $P^0$ ). Po podstawieniu do równania (7) wyrażenia na  $p'_{\text{N}_2\text{O}_4}$  wyznaczonego z równania (6) otrzymujemy:

$$2/K_p \cdot (p'_{\text{NO}_2})^2 + p'_{\text{NO}_2} - 2 \cdot p'_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0 \quad (8)$$

Wstawiając do równania (8) obliczone z równania (5)  $p'_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,1546$  bar i rozwiązując równanie kwadratowe, w którym niewiadomą jest  $p'_{\text{NO}_2}$  otrzymujemy  $p'_{\text{NO}_2} = 0,1147$  bar, a następnie z równania (7) lub (8) obliczamy  $p'_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,0973$  bar.

Ciśnienie całkowite w połączonych kolbach **K1** i **K2** jest równe sumie ciśnień cząstkowych i wynosi  $p_2 = 0,2120$  bar.

#### Zadanie 4.

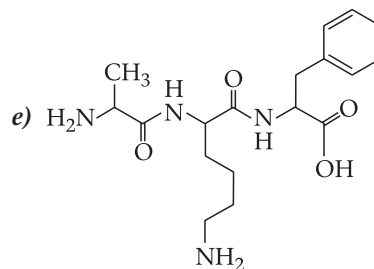
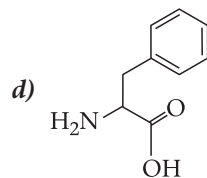
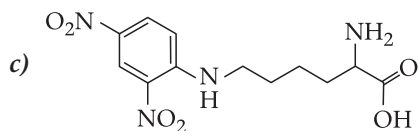
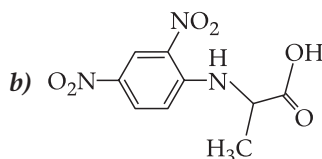
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X
a), b), d)	d)	b)	c)	d)	d)	b)	b)	d)	c)

#### Zadanie 5.

a) W 396 mg  $\text{CO}_2$  zawarte jest  $396 \cdot 12/44 = 108$  mg węgla; w 81 mg  $\text{H}_2\text{O}$  znajduje się  $81 \cdot 2/18 = 9$  mg wodoru, z czego wynika, że w cząsteczce obecnych jest  $108/12 = 9$  atomów węgla i  $9/1 = 9$  atomów wodoru. Ponieważ związek **A** jest pochodną aminokwasu i nie zawiera siarki, więc pozostałą zawartość stanowią azot i tlen.

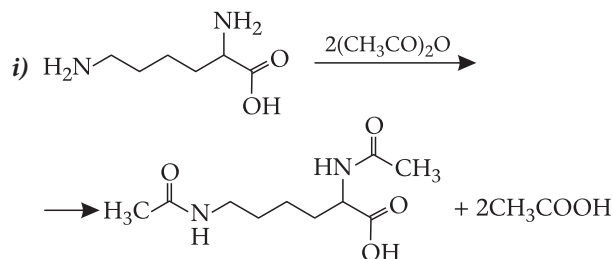
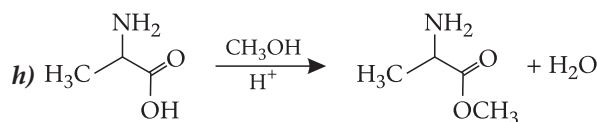
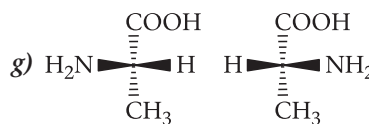
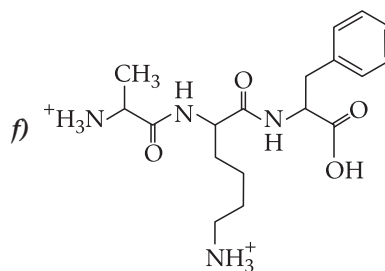
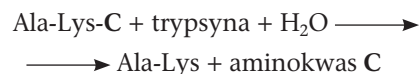
Oznaczenie azotu:  $33,6 \text{ cm}^3$  azotu to:  $33,6 \cdot 28/22,4 = 42$  mg azotu. Ponieważ masa 255 mg odpowiada 1 milimolowi związku **A**, więc w cząsteczce znajdują się  $42/14 = 3$  atomy azotu.

Jak wiadomo, każdy aminokwas zawiera w cząsteczce co najmniej 2 atomy tlenu, a przyłączony fragment odczynnika Sangera zawiera 2 grupy  $-\text{NO}_2$ , więc badana cząsteczka zawiera co najmniej 6 atomów tlenu. Na tej podstawie można ustalić następujący wzór sumaryczny związku **A** o masie cząsteczkowej 255: Wzór sumaryczny związku **A**:  $\text{C}_9\text{H}_9\text{N}_3\text{O}_6$ .



e) Alanina jest aminokwasem N-końcowym (ponieważ otrzymaliśmy związek **A**).

Na podstawie wyników reakcji hydrolizy enzymatycznej można wnioskować, że lizyna (aminokwas zasadowy) jest aminokwasem środkowym, ponieważ trypsyna rozszczepia badany peptyd na 2 związki (dipeptyd i aminokwas)



Autorzy zadań: Bartosz Trzaskowski (zadanie 1), Andrzej Ostrowski (zadanie 2), Andrzej Żywociński (zadanie 3), Jacek Jemielity (zadanie 4), Aleksandra Misicka-Kęsik (zadanie 5).

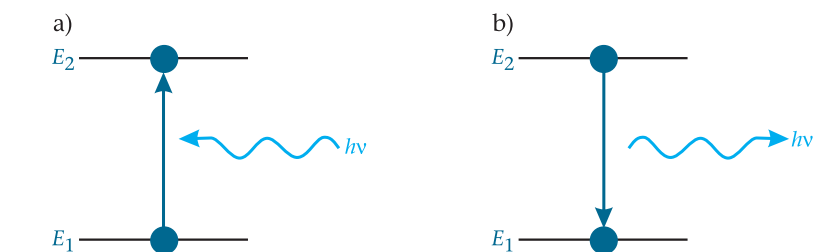
# Sylwestrowe atrakcje i fotometria płomieniowa

Michał STREFNEL

**W**ielu wybitnych chemików, mających wielki wkład w rozwój chemii, w tym takich dziedzin jak chemia kwantowa, czy też – ogólniej rzecz ujmując – badania nad budową atomu, w swojej bardzo wczesnej młodości podziwiała pokazy barwnych sztucznych ogni przy okazji ważnych wydarzeń, uroczystości i świąt, w tym nocy sylwestrowej. Odradzę jednak Czytelnikowi już na wstępie niezbyt rozsądne, niekiedy wręcz porażające ludzką głupotą i bezmyślnością pomysły własnoręcznego przygotowywania takich materiałów na Sylwestra lub inne okazje. Straż pożarna i bez tego ma wystarczająco dużo pracy, a nasi sąsiedzi też mogą być niezbyt uprzejmi wobec nawet samej próby sprrowadzenia na nich tego rodzaju zagrożenia.

Leżące u podstaw atrakcyjnych kolorów sztucznych ogni barwienie płomienia przez jony niektórych pierwiastków chemicznych stanowi podstawę fotometrii płomieniowej, ważnej dziedziny spektroskopii. Fotometria płomieniowa jest obecnie nadal wykorzystywana w technikach analitycznych, stosowanych m.in. w analizach wód i próbek gruntu w gleboznawstwie, czy w oznaczaniu zawartości niektórych jonów w ściekach.

Zjawisko barwienia płomienia ma bardzo proste wyjaśnienie. W płomieniu dochodzi do zderzeń atomów i cząsteczek o dużej energii kinetycznej, związanej z wysoką temperaturą. Część energii kinetycznej ulega za-



Rys. 1. Schemat absorpcji promieniowania przez elektron w atomie i przejście elektronu na stan wzbudzony (a) oraz jego spontaniczna emisja i powrót do stanu podstawowego (b)

mianie na energię potencjalną stanu wzbudzonego – w atomie następuje przeniesienie elektronów walencyjnych, znajdujących się na orbitalach stanu podstawowego ( $E_m$ ), na orbitale o wyższej energii ( $E_n$ ). Stany wzbudzone charakteryzują się bardzo krótkim czasem trwania, rzędu ok.  $10^{-10}$  s, po upływie którego elektrony powracają do poziomów energetycznych o niższej energii, emitując kwant promieniowania elektromagnetycznego o długości fali  $\lambda$ , określonej relacją Plancka (rys. 1). Opisujemy to zależnościami:

$$\Delta E = E_m - E_n = h\nu = hc/\lambda,$$

gdzie  $c$  jest prędkością światła, a  $h$  stałą Plancka =  $6,62 \cdot 10^{-34}$  J·s.

Zależność ta jest prawdziwa zarówno dla termicznego, omawianego w tym artykule, jak i lub elektromagnetycznego wzbudzenia atomów. W atomach możliwych jest wiele przejść dozwolonych. Najczęstsze są jednak przejścia o niskich energiach, prowadzących do widma liniowego w zakresie światła widzialnego, typowego dla określonego pierwiastka, zwanego linią rezonansową. Definiuje się pojęcie widmowej linii rezonansowej (linii podstawowej) jako linii stanowiącej promieniowanie emisyjne o dłu-

gości fali, odpowiadającej przejściu elektronu walencyjnego z pierwszego poziomu wzbudzonego (rezonansowego) na poziom podstawowy.

Wymienię teraz pierwiastki o szczególnie wyraźnym, charakterystycznym efekcie barwienia płomienia, stwarzającym możliwość wykorzystania ich soli przy produkcji sztucznych ogni.

W I grupie głównej układu okresowego są to kationy metali: litu ( $\text{Li}^+$ ) – będące źródłem barwy karminowej, sodu ( $\text{Na}^+$ ) – wywołujące intensywnie żółte zabarwienie płomienia już dla bardzo niskich stężeń, potasu ( $\text{K}^+$ ) – barwiące płomień na kolor różowo-fioletowy, rubidu ( $\text{Rb}^+$ ) – wywołujące jasnofioletową barwę płomienia i cezu ( $\text{Cs}^+$ ) – będące źródłem barwy, którą określiłbym jako fioletową z niebieskim odcieniem.

W II grupie głównej układu okresowego znajdują się pierwiastki, których połączenia wytwarzają bardzo wyraziste, wspaniałe barwy płomienia. Są to odpowiednio jony: wapnia ( $\text{Ca}^{2+}$ ) – barwa ceglastopomarańczowa, strontu ( $\text{Sr}^{2+}$ ) – barwa krwistoczerwona (wykorzystywane do produkcji czerwonych rac), baru ( $\text{Ba}^{2+}$ ) – barwiące płomień na kolor jasnozielony. Jako ciekawostkę dodam, że azotan(V) baru  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

stanowi podstawowy składnik utleniający zimnych ogni iskrowych. Reduktorami są tutaj glin i drobiny żelaza, odpowiedzialne za dobrze nam znane pojawianie się efektywnych isker przy spalaniu się szarosrebrzystej masy, pokrywającej zimne ogni. Zieloną barwę płomienia obserwujemy także po wprowadzeniu do niego związków boru – dobrze wiedzą o tym Czytelnicy, znający niektóre opowieści fantastyczno-naukowe powstałe w XX wieku, w których pojawiają się opisy napędu raketowego opartego na związkach z grupy borowodorów. Innym pierwiastkiem II grupy głównej, którego związki barwią płomień tym razem na czerwono, jest rad, ale z oczywistych względów (wysoka toksyczność, liczne, niestabilne izotopy o wysokiej promieniotwórczości) stanowczo nie nadaje się on do wykorzystania w efektywnych doświadczeniach.

W III grupie głównej pierwiastkiem, którego połączenia powodują niebieskofioletowe zabarwienie płomienia, jest gal. Z kolei barwa określana jako indygo towarzyszy wprowadzeniu do płomienia połączeń indu; od tej barwy pochodzi sama nazwa tego pierwiastka – ind. Związki silnie toksycznego talu wywołują natomiast zieloną barwę płomienia.

Przechodząc do pierwiastków bloku *d*, warto wiedzieć, że niebieska barwa rac świetlnych powstaje w wyniku wprowadzenia do składu odpowiedniej mieszaniny związków miedzi  $\text{Cu}^+$ . Z kolei miedź na II stopniu utlenienia odpowiada za zieloną barwę płomienia. Związki halogenkowe, zawierające miedź na tym samym II stopniu utlenienia, barwią natomiast płomień na kolor niebieskozielony.

Wróć jeszcze do samego zagadnienia fotometrii płomieniowej, nazywanej również spektrometrią emisyjną atomów pobudzanych termicznie. Metoda ta, jak wynika z powyższych informacji, jest techniką analitycznej chemii nieorganicznej, opartą na detekcji promieniowania emitowanego przez substancje zawierające okre-

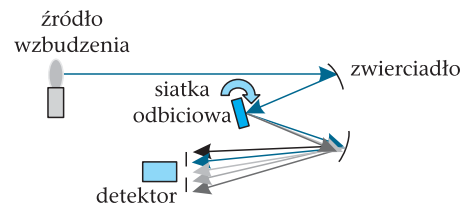
ślone pierwiastki. Badaną substancję przeprowadza się do roztworu, który następnie wprowadzamy do płomienia za pomocą urządzenia rozpylającego. Źródłem płomienia jest spalanie odpowiedniej mieszaniny, zwykle tlenu z acetylenem lub wodorem z tlenem. Uzyskiwana w ten sposób wysoka temperatura płomienia, przekraczająca  $2500^\circ\text{C}$ , jest czynnikiem umożliwiającym identyfikację dużej grupy pierwiastków, emitujących promieniowanie po wzbudzeniu ich elektronów walencyjnych w stanie atomowym, w który przechodzą substancje w płomieniu (rys. 2). Mierząc częstotliwość linii widma możemy bardzo dokładnie zidentyfikować pierwiastek, a jego ilość oznaczana jest na podstawie pomiaru natężenia tych linii. Intensywność linii widmowych  $I$  zależy od ilości atomów emitujących dane promieniowanie, w sposób opisywany empiryczną zależnością Łomakina-Scheibego:

$$I = k \cdot c^n,$$

gdzie:  $c$  – stężenie pierwiastka, a parametry  $k$  i  $n$  zależą m.in. od warunków eksperymentalnych.

Efekt barwienia płomienia jest widoczny nawet dla bardzo niskich stężeń jonów wprowadzanych do płomienia, co sprawia, że metody fotometrii płomieniowej są bardzo czułą techniką analityczną.

Ułatwieniem przy identyfikacji niektórych pierwiastków może być to, że dla niezbyt wysokich temperatur palnika i dla metali o niskiej energii wzbudzenia, mniejszej od 3 eV, obserwujemy zwykle zaledwie kilka, a czasem nawet tylko jedną linię widma dla danego pierwiastka. Oznaczanie pierwiastków za pomocą tej metody jest użyteczne przede wszystkim dla metali alkalicznych i ziem alkalicznych. Źródłem komplikacji mogą być przyczyny natury technicznej, takie jak zaburzenia w szybkości rozpylania roztworu próbki lub zakłócenia natury optycznej i jego natura zależna od składu spalanej mieszanki gazowej może także po-



Rys. 2. Uproszczony schemat działania spektrometru płomieniowego

wodować wytwarzanie się w płomieniu trwałych związków, niezdolnych do emitowania światła. Źródłami błędów pomiarowych mogą też być zmiany napięcia powierzchniowego, temperatury i lepkości badanych roztworów oraz przesunięcie równowagi jonizacji w płomieniu, powodujące tłumienie emisji fotonów.

W przypadku wystąpienia tego typu utrudnień stosuje się zwykle pomiar techniką z wykorzystaniem wzorca wewnętrznego lub metodą dodatku wzorca. W pierwszej z nich, po oznaczeniu jakościowym, opartym na wyznaczeniu długości fali świetlnej emitowanego promieniowania, do próbki dodaje się określoną, znaną ilość metalu o zbliżonych właściwościach emisyjnych. Następnie dokonuje się pomiaru natężeń linii widma wzorca wewnętrznego oraz identyfikowanego metalu i wykreśla krzywą wzorcową w układzie współrzędnych: logarytm stosunku natężeń emisji próbki do wzorca – logarytm stężenia metalu w próbce.

Z kolei technika dodatku wzorca polega na wykonaniu analizy najpierw badanej próbki, a następnie – tej próbki z dodatkiem znanej ilości identyfikowanego pierwiastka. Wzrost wartości natężenia emisji jest oczywiście proporcjonalny do tej znanej, dodanej ilości pierwiastka. Pozwala to na obliczenie początkowej ilości metalu w oryginalnej próbce. Metoda ta jest stosowana zwykle wtedy, gdy w próbce obecne są także inne substancje, wpływające na wynik analizy.

mgr Michał Strefnel

#### Literatura:

- [1] Hamilton L.F., Simpson S.G., Ellis D.W., *Obliczenia w chemii analitycznej*, WNT, Warszawa 1973

# Śladem naszych publikacji

## „Skąd się biorą leki”

Szanowny Panie Redaktorze,

**W** najnowszym numerze czasopisma „Chemia w Szkole” (6/2012) ukazał się artykuł dr Izabelli Jastrzębskiej pod tytułem „Skąd się biorą leki”. Artykuł interesujący, którego lektura zdawała się być kształcąca nie tylko dla uczniów zainteresowanych chemią i naukami przyrodniczymi, ale i dla nauczycieli. Niestety, po wnikliwej lekturze stwierdzić muszę, iż nacisk należy położyć na słowo „zdawała się być”, a nie na „interesujący”. Artykuł zawiera dwa bardzo poważne błędy merytoryczne, które poniżej pozwalam sobie omówić.

Po pierwsze, epibatydyna wyizolowana ze skóry ekwadorskiej żaby *Epipedobates anthonyi* (wcześniej znanej jako *Epipedobates tricolor*) [1] nie jest lekiem przeciwbólowym (co sugerowała Autorka, artykuł str. 32) i chociaż ma właściwości przeciwbólowe wielokrotnie przewyższające właściwości morfiny, nie została wprowadzona do leczenia. Jej działanie przeciwbólowe było przedmiotem badań wielu zespołów, stwierdzono, że nie oddziałuje ona na receptory opioidowe, natomiast aktywuje receptory nikotynowe [1, 2]. Jednakże możliwość zastosowania epibatydyny jako leku jest ograniczona przez cały szereg toksycznych właściwości [2]. Trwają wobec tego badania nad jej analogami strukturalnymi [1].

Drugim błędem, dalece poważniejszym jest fragment dotyczący trinitrotoluenu (TNT) (artykuł, s. 33), który wedle autorki: „powodował ból głowy pracowników fabryki materiałów wybuchowych”. Co więcej, cytując dalej autorkę: „Badania wykazały, iż związek ten powoduje rozkurczanie naczyń krwionośnych w mózgu”, które to właściwości wykorzystano do opracowania leków rozszerzających naczynia wieńcowe. Nie wiem skąd Autorka wzięła te „rewelacje”. W bardzo obszernym raporcie dotyczącym toksyczności trinitrotoluenu (TNT) wydanym w roku 1995 przez U.S. Department of Health and Human Services [3] nie znajdziemy ani jednej wzmianki o tej właściwości TNT, natomiast opisana hepatotoksyczność, bardzo szkodliwy wpływ na krew i układ krwiotwórczy, na układ nerwowy czy pokarmowy daje bardzo niepokojący obraz toksyczności tego związku. Po lekturze tegoż raportu można stwierdzić, że trinitrotoluen (TNT) nie ma właściwości powodujących rozkurczanie naczyń krwionośnych w mózgu, i że jego toksyczność dyskwalifikuje zastosowanie go jako substancji terapeutycznej.

Opis przytoczony przez Autorkę pasuje natomiast znakomicie do innego materiału wybuchowego, a mianowicie do nitrogliceryny. Nitrogliceryna, która wbrew obiegowej nazwie nie jest związkiem nitrowym, tylko azotanem organicznym, jest znanym lekiem rozszerzającym naczynia wieńcowe. Anegdota przytoczona przez Autorkę dotyczy właśnie nitrogliceryny, która powoduje schorzenie zawodowe u pracujących przy produkcji nitrogliceryny nazywane „NG headache” (nitroglicerynowy ból głowy) oraz „Monday Morning Sickness”, czyli w dowolnym tłumaczeniu *chorobę poniedziałkowego poranka* [4, 5]. To ostatnie schorzenie związane jest z kontaktem robotników z dużymi ilościami nitrogliceryny, co powoduje pewnego rodzaju uzależnienie od niej. Jej brak w czasie weekendu powoduje złe samopoczucie w poniedziałek rano, stąd nazwa schorzenia. Czy terapeutyczne właściwości nitrogliceryny zostały odkryte w ten sposób, tego nie wiem. Pewne jest natomiast, że Autorka pomyliła trójazotan gliceryny, czyli nitroglicerynę z trinitrotoluenem (TNT) i artykuł z tą pomyłką został opublikowany. To bardzo niedobrze, bowiem całe rzesze czytelników zostały wprowadzone w błąd i te mylne informacje mogą być powielane.

Aby jednak oddać Autorce odrobinę racji, należy stwierdzić, że rzeczywiście, Graham Patrick, w swej książce *An introduction to medicinal chemistry* [6] opisywał historię przytoczoną przez Autorkę i pisał właśnie o TNT, ale bez rozszyfrowania tego skrótu. Pisał bowiem: „*These headaches resulted from dilatation of blood vessels in the brain, caused by handling TNT.*” Z tym, że nie chodziło mu z pewnością o TNT jako trinitrotoluen, a o stosowany swego czasu niepoprawny skrót dla nitrogliceryny. W czasopiśmie *Hormones* [7] ukazał się artykuł sygnowany przez Lambrini Gouva i Agathocles Tsatsoulis, którzy piszą na stronie 174: „*The use of nitroglycerine (TNT) or nitroprusside helps to estimate the non-endothelium dependent vasodilation.*” Taki skrót nitrogliceryny pokutował przez jakiś czas w literaturze i był chyba związany z błędem korektorskim, bowiem nitrogliceryna określana była jako TNG.

Nie ma jednak wątpliwości, że jest to błąd, który musi zostać sprostowany i że historia wpływu nitrogliceryny na samopoczucie robotników jest znana i analizowana od wie-

lu lat. Szkoda, że Autorka dość bezkrytycznie przyjęła tę informację i nie zadała sobie trochę trudu, aby sprawdzić jej wiarygodność.

Dlatego bardzo proszę redakcję „Chemii w Szkole” o podjęcie kroków w celu wyeliminowania tej pomyłki.

Z poważaniem,  
dr hab. Jarosław Lewkowski, prof. nadzw. UŁ  
Katedra Chemii Organicznej,  
Wydział Chemii, Uniwersytet Łódzki  
ul. Tamka 12; 91-403 Łódź,  
E-mail: jlewkow@uni.lodz.pl

#### Literatura:

- [1] Fitch R.W., Spande T.F., Garraffo H.M., Yeh H.J.C., Daly J.W., **Phantasmidine: An epibatidine congener from the ecuadorian poison frog *Epipedobates anthonyi***, *J. Nat. Prod.*, **2010**, 73, 331–337
- [2] Carroll F. Ivy, **Epibatidine analogs synthesized for characterization of nicotinic pharmacophores – A review**, *Heterocycles*, **2009**, 79, 99–120
- [3] **Toxicological profile for 2,4,6-trinitrotoluene**, U.S. Department of Health and Human Services, Public Health Service, Agency for Toxic Substances and Disease Registry, 1995
- [4] McGuinness B.W., Harris E.L., „Monday head”: an interesting occupational disorder *Br. Med. J.* **1961**, 2, 745–747
- [5] Przybojewski J.Z., Heyns M.H., **Acute coronary vasospasm secondary to industrial nitroglycerin withdrawal. A case presentation and review**, *South African Medical Journal (SA Mediese Tydskrif)*, **1983**, 63, 158–165
- [6] Patrick G.L., *An introduction to medicinal chemistry*; Oxford University Press, 2001, p. 164
- [7] Gouva L., Tsatsoulis A., **The role of estrogens in cardiovascular disease in the aftermath of clinical trials**, *Hormones*, **2004**, 3(3), 171–183

## Odpowiedź na list do redakcji przesłany w nawiązaniu do artykułu pt. „Skąd się biorą leki?”

**N**a początku chciałabym podziękować za wnikliwą recenzję tekstu dotyczącego poszukiwania struktur wiodących leków.

Informacja w artykule na temat epibatydyny jest nadużyciem z mojej strony. Chciałabym natomiast odnieść się do kwestii trinitrotoluenu (TNT), jako struktury będącej inspiracją do stworzenia struktury wiodącej leków wieńcowych. Otóż w tekście nie padło stwierdzenie, iż TNT jest używany jako lek. Przyznaję, przykład nitrogliceryny (TNG), jest spektakularny i wielokrotnie opisywany i badany, jeżeli chodzi o działanie rozkurczające. I tutaj (tj. w publikacji o pochodzeniu leków), powinien się również znaleźć obok TNT. Nie można wykluczyć, że autor cytowanego w artykule popularnego podręcznika do chemii medycznej omyłkowo zastosował TNT, zamiast TNG. Jednakże przedstawione poniżej informacje na temat trinitrotoluenu nie deprecjonują

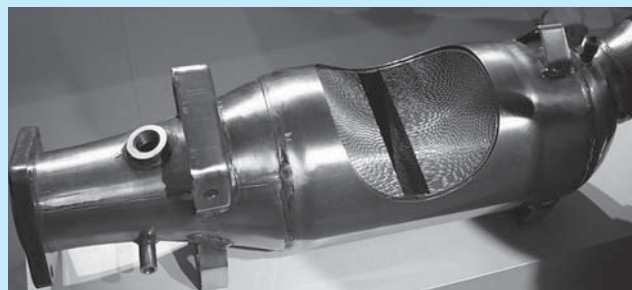
wykorzystania go jako przykładu w tekście publikacji. Również inni autorzy powołują się na efekty biologiczne TNT podobne do zaobserwowanych w przypadku TNG, aczkolwiek ma to charakter niszowy. Autor książek popularnonaukowych, prof. J. Emsley, w swojej pracy pt. „Piękni, zdrowi, witalni” (Wydawnictwo CIS, 2006) podaje, obok obszernego opisu działania nitrogliceryny, również przykład TNT jako obserwacji dokonanej w fabryce amunicji (s. 130). I uzasadnia podobieństwo struktur przez obecność grup NO, bez względu na to, czy są to azotany, czy 2 grupy nitrowe. Inne przykłady literaturowe (np. opis w *Can. Med. Assoc. S.* 1919, 9(1), 63–71) potwierdzają to działanie.

Z poważaniem,  
dr Izabella Jastrzębska  
Instytut Chemii, Uniwersytet w Białymstoku

### Kataliza w podstawie

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

O rodzajach katalizy i możliwościach przeprowadzenia reakcji katalizowanych przez różne reagenty w szkolnym laboratorium będą Państwo mogli przeczytać w numerze 2/2013.



# Spis treści rocznika 2012

	Numer	Strona
<b>Od Redakcji</b>	1, 2, 3, 4, 5, 6	3
<b>NAUKA I TECHNIKA</b>		
Marek Orlik – Ciekawostki	1, 2, 3, 4, 5, 6	4
Paweł Łukowski – Kierunki rozwoju współczesnych materiałów budowlanych	1	5
Marian Ryszard Surowiec – Kwazikryształy – Nobel 2011	2	5
Justyna Dembowska – O powstawaniu nowotworów	4	5
Kamil Kaznowski – Grelina – hormon głodnych	5	19
<b>KSZTAŁCENIE NAUCZYCIELI CHEMII</b>		
Wojciech Głuszewski – Od Marii Skłodowskiej-Curie do współczesnych technologii radiacyjnych	1	16
Joanna Ortyl – Chemiczne modyfikatory wyglądu włosów	1	25
Peter Atkins – Zrównoważony rozwój – wyzwanie dla edukacji	2	32
Tomasz M. Majka, Marcin Majka – Przemysłowy proces wytwarzania włókien poliamidu-6 (PA-6) z $\epsilon$ -kaprolaktamu	2	39
Grzegorz Karwasz – Rubiny, złote szkło i brazylijskie motyle, czyli o kolorach w fizyce, chemii i biologii	3	5
Mariusz Gagoś, Grzegorz Karwasz – Barwa a struktura związku chemicznego	3	14
Barbara Gawdzik, Jan Małyszko – Sto lat nauki o witaminach	4	9
Justyna Dembowska – Fakty o witaminach	5	22
Monika Majcher-Kozieł – Występowanie i kosmetyczne znaczenie wybranych pierwiastków	5	30
Krzysztof M. Pazdro – Nazwy substancji w podręcznikach: anarchia czy ignorancja?	6	5
<b>METODYKA I PRAKTYKA SZKOLNA</b>		
Iwona Orlińska – Berylłowce i ich związki	1	35
Iwona Paleska – Zadania powtórzeniowe do egzaminu gimnazjalnego z chemii	1	45
Krzysztof Orliński – Enzymy w szkolnym laboratorium chemicznym	2	16
Iwona Paleska – Zadania otwarte dla gimnazjalistów	2	26
Karol Dudek – Nowe podręczniki dla szkół ponadgimnazjalnych	3	26
Krzysztof Orliński – Interesujące pokazy z elektrochemii	3	29
Iwona Orlińska – Korozja w szkolnym laboratorium	3	36
Jolanta Wnorowska – Propozycje powtórki przed maturą. Chemia w produktach spożywczych	4	12
Hanna Rokita, Roksana Maćkowska, Krzysztof Maliszewski – Występowanie soli w przyrodzie	4	19
Katarzyna Czyszowska – O szkodliwości palenia papierosów	4	24
Kamil Kaznowski – Mangan i jego związki na różnych stopniach utlenienia	4	28
Katarzyna Czyszowska – Arkusze samooceny i oceny pracy ucznia na lekcjach chemii	4	35
Małgorzata Czaja – Propozycje zadań dla uczniów szkół ponadgimnazjalnych z zakresu: estry, aldehydy i ketony	4	38
Iwona Orlińska – Prawo okresowości i układ okresowy pierwiastków – scenariusz lekcji	5	5
Magdalena Ankiewicz-Kopicka – Prawo okresowości i układ okresowy pierwiastków – scenariusz lekcji	5	15
Zbigniew Gawron, Michał Kwiatkowski, Ewa Trybalska – Propozycje zadań doświadczalnych skonstruowanych według nowej formuły egzaminu gimnazjalnego, część 1	6	11
Iwona Orlińska – Chemiczny zegar w szkolnym laboratorium	6	19
Krzysztof Orliński – Czar klasycznej fotografii	6	24
Izabella Jastrzębska – Skąd się biorą leki?	6	31



## KONKURSY I OLIMPIADY CHEMICZNE

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej – 58. Krajowa Olimpiada Chemiczna, etap 1	1	51
Komitet Główny Olimpiady Chemicznej – 58. Krajowa Olimpiada Chemiczna, etap 2	2	47
Komitet Główny Olimpiady Chemicznej – 58. Krajowa Olimpiada Chemiczna, etap 3, część 1	3	45
Komitet Główny Olimpiady Chemicznej – 58. Krajowa Olimpiada Chemiczna, etap 3, część 2	4	41
Komitet Główny Olimpiady Chemicznej – Sprawozdanie Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej z 58. Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym 2011/2012	5	35
Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik – Sprawozdanie z 44. Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej w Waszyngtonie (USA)	5	37
Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik – 44. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna, część 1	5	39
Marek Orlik, Aleksandra Misicka-Kęsik – 44. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna, część 2	6	35

## INFORMACJE, RECENZJE, PORADY

Redakcja – Dr inż. Andrzej Rubaszkiewicz – wspomnienie	1	59
Anna Galska-Krajewska – Zygmunt Szeller – przewodniczący Sekcji Dydaktycznej PTCh	1	60
Barbara Barszcz – Maria Cieślak-Golonka, Jan Starosta, Marek Wasielewski: <i>Wstęp do chemii koordynacyjnej</i> – recenzja	1	62
Lilianna Nalewajska, Monika Węgrzynowicz – Wybitni chemicy polscy w świetle 200. rocznicy powstania Uniwersytetu Warszawskiego	3	56
Jarosław Lewkowski – Leki z „supermarketowej” apteki i ...nie tylko	3	62
Małgorzata Czaja – Jacy są uczestnicy olimpiad chemicznych?	4	33
Agnieszka Siporska, Maria Pachulska – O jakości materiałów edukacyjnych	4	48
Tomasz Kubiak – Wykorzystywanie interaktywnego układu pierwiastków w nauczaniu chemii	6	46
Hanna Gulińska – Wyróżnienia imienia Zofii Matysikowej	6	48
Laureaci 58. Olimpiady Chemicznej w roku szkolnym 2011/2012	6	49

Oprac. Kamil Kaznowski

**Chemia w Szkole**  
CZASOPISMO DLA NAUCZYCIELI

w wersji cyfrowej!

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

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

Wydania archiwalne można zamówić poprzez naszą stronę internetową

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

# Tylko u nas przeczytacie w 2013 r.

## Chemia biologiczna i farmaceutyczna

Funkcje medyczne leków i biomolekuł.

## 59. Krajowa Olimpiada Chemiczna i 45. Międzynarodowa Olimpiada Chemiczna

Zadania teoretyczne i laboratoryjne wraz z ich rozwiązaniami.

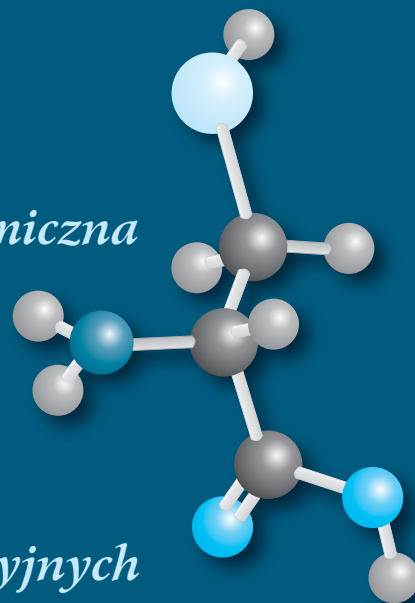
## Kataliza w szkolnym laboratorium chemicznym

Szkolne doświadczenia ilustrujące działanie katalizatorów.

## Propozycje ciekawych doświadczeń lekcyjnych

Zadania teoretyczne i eksperymentalne dla gimnazjalistów oraz licealistów.

## Recenzje podręczników i zbiorów zadań



## WARUNKI PRENUMERATY NA 2013 ROK

### I. PRENUMERATA ZA POŚREDNICTWEM WYDAWCY

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

Prenumeratę za pośrednictwem Wydawcy można zamówić:

- **przez Internet**, zakładka „Prenumerata” na stronie [www.edupress.pl](http://www.edupress.pl) i w sklepie internetowym [www.raabe.com.pl](http://www.raabe.com.pl)
- **e-mailem**: [prenumerata@raabe.com.pl](mailto:prenumerata@raabe.com.pl); ■ **telefonicznie**, pod numerem (22) 244 84 78, (22) 244 84 07; ■ **faksem**, z dopiskiem „Prenumerata”, fax: (22) 244 84 10;
- **listownie**, pod adresem: Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Sp. z o.o. Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa



Liczba wydań w 2013 r. (I i II półrocze)	Tytuł czasopisma	Cena 1 wyd. w 2013 r. (w tym 5% VAT)	Prenumerata roczna 2013 r. (w tym 5% VAT)	Prenumerata na I półrocze 2013 r. (w tym 5% VAT)
MIESIĘCZNIKI 11 (6+5)	Matematyka	16,50	181,50	99,00
	Polonistyka	17,50	192,50	105,00
	Wychowanie Fizyczne i Zdrowotne	19,50	214,50	117,00
	Wychowanie w Przedszkolu z dodatkiem „Poradnik Prawny Nauczyciela i Dyrektora Przedszkola”	18,50	203,50	111,00
	Życie Szkoły (dla nauczycieli klas 1–3)	18,50	203,50	111,00
DWUMIESIĘCZNIKI 6 (3+3)	Biologia w Szkole	19,50	117,00	58,50
	Chemia w Szkole	19,50	117,00	58,50
	Fizyka w Szkole	19,50	117,00	58,50
	Geografia w Szkole	19,50	117,00	58,50
	Wiadomości Historyczne	19,50	117,00	58,50
	Język Niemiecki. Nauczaj lepiej!	22,50	135,00	67,50
	Emocje – czasopismo wychowawców, pedagogów i psychologów oraz rodziców	16,50	99,00	49,50

### II. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ FIRMY KOLPORTERSKIE:

- RUCH SA** – przez Telefoniczne Biuro Obsługi Klienta – czynne w godzinach 7<sup>00</sup>–18<sup>00</sup> (koszt połączenia wg taryfy operatora):
  - połączenie z telefonów stacjonarnych 801 800 803 i z telefonów komórkowych +48 (22) 717 59 59
  - Zamówienia na prenumeratę krajową w wersji papierowej przyjmują Zespoły Prenumeraty właściwe dla miejsca zamieszkania klienta: [www.prenumerata.ruch.com.pl](http://www.prenumerata.ruch.com.pl), e-mail: [prenumerata@ruch.com.pl](mailto:prenumerata@ruch.com.pl)
  - Prenumerata ze zleceniem wysyłki za granicę: +48 (22) 693 67 75, [www.ruch.pol.pl](http://www.ruch.pol.pl), e-mail: [prenumerata@ruch.com.pl](mailto:prenumerata@ruch.com.pl)
- GARMOND PRESS** – [www.garmondpress.pl](http://www.garmondpress.pl), tel. (22) 836 70 08, (22) 836 69 21
- KOLPORTER S.A.** – Prenumeratę instytucjonalną można zamawiać w oddziałach firmy Kolporter S.A. na terenie całego kraju. Informacje na stronie internetowej [www.kolporter.com.pl](http://www.kolporter.com.pl)

### III. PRENUMERATA DOSTARCZANA PRZEZ POCZTĘ POLSKĄ:

- Zamówienia we wszystkich **urzędach pocztowych** lub u **listonoszy**. Zamówienia drogą elektroniczną – [www.poczta-polska.pl/prenumerata](http://www.poczta-polska.pl/prenumerata). Infolinia: działa w dni robocze w godzinach 8:00–20:00:
  - dla korzystających z telefonów stacjonarnych – 801 333 444 (opłata jak za połączenie lokalne)
  - dla korzystających z telefonów komórkowych i z zagranicy – (+48) 43-842-06-00 (opłata wg cennika operatora) 801 333 444.

### IV. PRENUMERATA ZAMAWIANA PRZEZ KIOSK24

- [www.kiosk24.pl](http://www.kiosk24.pl) Katalog Edukacja, Oświata.

Zamów prenumeratę przez Internet [edupress.pl](http://edupress.pl) [kiosk24.pl](http://kiosk24.pl) [raabe.com.pl](http://raabe.com.pl)



# Wybuchowa moc chemii

Joanna ORTYL

**M**ateriały wybuchowe to grupa związków chemicznych bardzo zróżnicowanych zarówno pod względem budowy, jak i sposobu działania. W związku z powyższym substancje chemiczne należące do tej grupy można podzielić według różnych kryteriów. Najistotniejszy jest jednak podział ze względu na sposób wykorzystania ich właściwości. Klasyfikacja ta opiera się na sile działania materiałów wybuchowych i ich zastosowaniu, przy czym wyróżnia się cztery podstawowe grupy, obejmujące materiały inicjujące, kruszące, miotające i pirotechniczne (rys. 1).

Dla chemika zasadniczym pytaniem jest jednak to, czym z chemicznego punktu widzenia są materiały wybuchowe? Ogólnie **za materiał wybuchowy uważa się związek, który pod wpływem zewnętrznego bodźca, lub też samorzutnie, może ulec szybkiej reakcji chemicznej z wydzieleniem dużej ilości ciepła i produktów gazowych.** Materiałami wybuchowymi mogą być zarówno związki chemiczne, jak i ich mieszaniny, występujące w stanie stałym, ciekłym lub gazowym. W terminologii dotyczącej tego typu materiałów przyjmuje się, że właściwości wybuchowe nadają związkom chemicznym tzw. **gru-**



Rys. 1. Podstawowy podział materiałów wybuchowych

**py eksplozjoforowe** przedstawione w tabeli 1.

Materiały **inicjujące** to grupa związków obejmująca substancje, w których pod ciśnieniem atmosferycznym i w temperaturze pokojowej do przejścia od palenia do detonacji wystarczy ilość substancji mniejsza niż 1 gram. Charakterystyczną cechą tego typu materiałów jest bardzo duża wrażliwość na bodźce zewnętrzne powodujące detonację.

Z kolei materiały **kruszące** charakteryzują się tym, że przejście od palenia do detonacji zachodzi w warunkach wysokiego ciśnienia i temperatury. Wykazują one znacznie mniejszą wrażliwość na bodźce zewnętrzne niż materiały inicjujące. Co więcej, do zapoczątkowa-

nia reakcji wybuchowej wymagają użycia materiału inicjującego. Stosowane są jako wypełnienie głowic pocisków przeciwpancernych, ładunków min różnego rodzaju oraz bomb.

Do grupy **miotających** materiałów wybuchowych zalicza się głównie prochy, w tym proch czarny i prochy bezdymne. Charakterystyczną cechą tego typu materiałów jest to, że nie zachodzi w nich przejście od palenia do detonacji nawet w warunkach wysokiego ciśnienia i temperatury.

Z kolei **masy pirotechniczne** są mieszaninami różnych palnych związków chemicznych, utleniaczy, środków wiążących oraz dodatków służących osiągnięciu efektów pirotechnicznych – błysku, koloru,

Tabela 1.

## Grupy eksplozjoforowe

-NO <sub>2</sub>	-ONO <sub>2</sub>	-ClO <sub>3</sub>	-O-O-	-N <sub>3</sub>	-O-N=C	-C≡C-
nitrowa	azotanowa	chloranowa	nadtlenkowa	azydkowa	piorunianowa	acetylenkowa

dymu i efektów dźwiękowych. Podstawowe dodatki wywołujące efekty wizualne to metale (magnez i glin – efekt błyskowy), ich stopy oraz sole nieorganiczne (baru – barwa zielona, strontu – barwa czerwona, sodu – barwa żółta, miedzi – barwa niebieska). Efekty dymu uzyskuje się dzięki domieszkom różnego rodzaju substancji organicznych. Jako utleniacze najczęściej stosuje się azotany(V) i chlorany(VII).

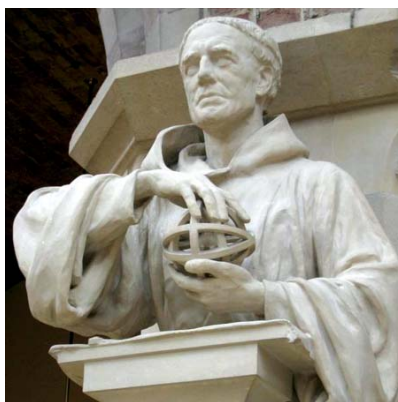
### Proch strzelniczy – tajemnica wybuchowej mocy alchemików Dalekiego Wschodu

Przez wiele stuleci, aż do drugiej połowy XIX wieku, **proch strzelniczy**, nazywany także **prochem czarnym** (fot. 1), był jedynym znanym materiałem wybuchowym wykorzystywanym w broni palnej. Znaczenie prochu strzelniczego zaczęło spadać około roku 1850, kiedy to wynaleziono materiały wybuchowe oparte na nitrozwiazkach, takie jak dynamit.

Odkrycie prochu strzelniczego po dziś dzień owiane jest tajemnicą. Współcześnie przeważa pogląd, że po raz pierwszy proch czarny wytworzono w Chinach w połowie IX wieku. Uważa się, że mogli go wynaleźć alchemicy na dworze dynastii Tang w trakcie eksperymentów, mających na celu wynalezienie receptury eliksiru nieśmiertelności. Ówczesna literatura chińska z tego okresu nazywała proch strzelniczy „ogniową substancją chemiczną”. Jednak aż do roku 1004 nie pojawiały się wzmianki o jego składzie i proporcjach. Po dziś dzień także pozostaje tajemnicą, jak wiadomości o materiale wybuchowym, jakim był proch strzelniczy, dotarły z Dalekiego Wschodu do świata zachodniego i, co niezwykle interesujące, dlaczego trwało to tak długo? Istnieją podejrzenia, że tajemnica prochu została przekazana poprzez Saracenów, którzy ówczesnie byli jednymi z nielicznych pośredników między Dalekim Wschodem i Zachodem.



Fot. 1. Proch czarny



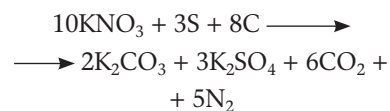
Fot. 2. Roger Bacon. Jako pierwszy przetłumaczył skład prochu z języka arabskiego. Przepis na proch strzelniczy: „Weź siedem części saletry, pięć młodej leszczyny i pięć siarki”

Pierwsze informacje o prochu strzelniczym, jakie pojawiły się na Zachodzie zostały udostępnione za sprawą Rogera Bacona (fot. 2), który znał język arabski i jako pierwszy poznał sekretny skład „ogniowej substancji chemicznej” pochodzącej z Dalekiego Wschodu. Bacon ujawnił skład prochu strzelniczego w swoim traktacie pt.: „*De secretis operibus artis et naturae et de nullitate magiae*” („O cudownej potędze nauk wyzwolonych i przyrodniczych i o nędzy magii”). Obecnie uważa się, że napisana przez Bacona rozprawa miała na celu uchronienie autora przed zarzutem uprawiania magii, albowiem dowodzi on w niej, że wszelkie zjawiska przypisywane czarnej magii mogą mieć pochodzenie naturalne i, co więcej, można je doświadczalnie odtworzyć.

Po poznaniu tajemnicy składu prochu strzelniczego rozpoczęto na zachodzie Europy jego produkcję. Początkowo proch wyrabiano

rozdrabniając każdy z jego trzech składników oddzielnie, a następnie mieszano je w moździerzach. Proces ten jednak był długotrwały i wymagał znacznych nakładów energii. Pewnym udoskonaleniem produkcji prochu było wprowadzenie od połowy XV wieku drewnianych stempli, które przy połączeniu z drewnianymi moździerzami stanowiły pierwsze maszyny do jego produkcji. Stemple, napędzane siłą koni lub wody, uderzały w mieszaninę składników prochu, powodując jednocześnie ich rozdrabnianie i mieszanie. Z czasem modyfikowano dalej produkcję prochu wprowadzając nowoczesne, jak na owe czasy, rozwiązania. Dzięki tym unowocześnieniom jakość prochu od połowy XVI wieku zaczęła się polepszać. Stale bowiem zwiększano zawartość saletry ( $\text{KNO}_3$ ) od 41,2% (w przepisie Bacona) do 75%, stosowanej w 1700 roku. Ta ostatnia proporcja obowiązuje po dziś dzień. Ważną rolę w podnoszeniu jakości prochu odgrywała również jakość i czystość składników stosowanych do jego produkcji, a szczególnie ważna była czystość saletry.

Podstawowymi składnikami prochu są zmielone na pył: siarka, węgiel drzewny i azotan potasu (saletra potasowa,  $\text{KNO}_3$ ). Uproszczone równanie reakcji spalania prochu czarnego można zapisać w postaci:



Produktem tej reakcji, w której saletra potasowa jest utleniaczem siarki i węgla, jest mieszanina gorących gazów. Powstawanie produktów gazowych oznacza duży wzrost objętości produktów reakcji w stosunku do mieszaniny wyjściowej. Gwałtowny wzrost ciśnienia jest charakterystyczną cechą wybuchu, odróżniającą go od powolnego spalania. W tym przypadku z wybuchem mamy do czynienia, gdy proch spala się w ograniczonej przestrzeni.

O tym, że powyższa reakcja tylko w uproszczeniu oddaje przebieg procesów towarzyszących spalaniu prochu czarnego, świadczy analiza otrzymanych produktów.

Badania wykazały bowiem, że powstaje:

- 55,91% produktów stałych: węgiel, węgiel, węgiel amonu;
- 42,98% produktów gazowych: dwutlenek węgla, azot, tlenek węgla, siarkowodór, wodór, metan;
- 1,11% wody

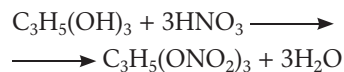
Współcześnie przyjmowane optymalne proporcje składników prochu to: 74,64% saletry, 13,51% węgla drzewnego i 11,85% siarki (wagowo). Natomiast w pirotechnice stosuje się 75% azotanu potasu, 15% węgla drzewnego z lekkiego drewna i 10% siarki.

## Nitrogliceryna – lekarstwo czy śmiertelność broń?

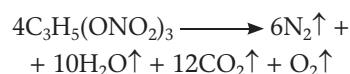
Dusznicza bolesna (*angina pectoris*) to choroba serca często spotykana we współczesnym świecie, ale znana już w średniowieczu. Do roku 1879 przeciwdziałano objawom tej choroby poprzez zażywanie brandy, opium, eteru, chloroformu lub poprzez upuszczanie krwi. Dopiero wprowadzenie **nitrogliceryny** (rys. 2) okazało się skutecznym lekarstwem przeciwdziałającym objawom tej choroby. Jej działanie polega na rozszerzaniu naczyń krwionośnych, co powoduje obniżenie wysiłku serca, a także obniża powrót krwi żyłnej do serca. Stosowana jest w formie 1% roztworu w etanolu (w większych stężeniach może być toksyczna). Po dziś dzień nitrogliceryna pozostaje niezwykle ciekawą substancją chemiczną, która znalazła zastosowanie w dwóch skrajnie różnych celach.

Nitroglicerynę (NG) otrzymał po raz pierwszy Ascanio Sobrero, który w 1832 roku ukończył medycynę na Uniwersytecie Turyńskim, a później ukończył także studia chemiczne pod kierunkiem Justusa von Lie-

biga. W roku 1847, po powrocie na Uniwersytet Turyński, przeprowadził pierwszą syntezę nitrogliceryny. Proces jej otrzymywania polegał na poddawaniu gliceryny działaniu kwasu azotowego(V), w obecności kwasu siarkowego(VI):



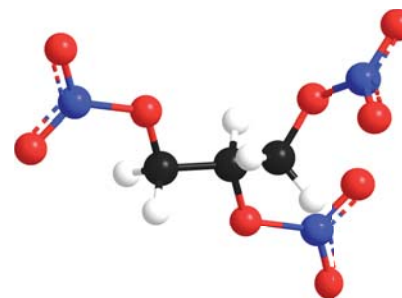
Otrzymana nitrogliceryna miała postać oleistej cieczy, która pokazała moc swemu odkrywcy poprzez niekontrolowany wybuch. Wtedy to Sobrero uświadomił sobie, że odkrył niezwykle silny materiał wybuchowy:



Włoski badacz odkrył także fizjologiczne działanie nowej substancji (fot. 3).

Od razu podjęto próby okiełznania wybuchowej mocy nitrogliceryny, jednak pierwsze eksperymenty prowadzone przez włoskiego badacza nie przyniosły obiecujących rezultatów. Nadal bowiem trudno było kontrolować właściwości wybuchowe tej substancji. Badania nad rozwojem możliwości użytkowych nowo opracowanego związku chemicznego zakończyły się sukcesem dzięki pracom szwedzkich uczonych – Immanuela Nobla i jego syna Alfreda, oraz w mniejszym stopniu, rosyjskich chemików – Nikołaja Zininowa oraz Wasilija Pietruszewskiego.

W momencie syntezy nitrogliceryny, dokonanej przez Ascanio Sobrero, Alfred Nobel miał czternaście lat. Nauki chemiczne pobierał u profesora chemii, Nikołaja Zinina, w Sankt Petersburgu, gdzie pracował w laboratorium ze swoim ojcem. Po powrocie do ojczystego kraju również razem z ojcem rozpoczął produkcję nitrogliceryny (w 1863 roku) na niewielką skalę. W tym czasie opatentował też w Wielkiej Brytanii swój pierwszy przełomowy wynalazek, pozwalający na kontrolowane pobudzanie nitrogliceryny do wy-



Rys. 2. Model cząsteczki nitrogliceryny – na czarno zaznaczone są atomy węgla, na niebiesko – azotu, na czerwono – tlenu i na biało – wodoru



Fot. 3. Trzy różne postaci nitrogliceryny stosowanej w medycynie: płyn podawany dożylnie, plaster i spray

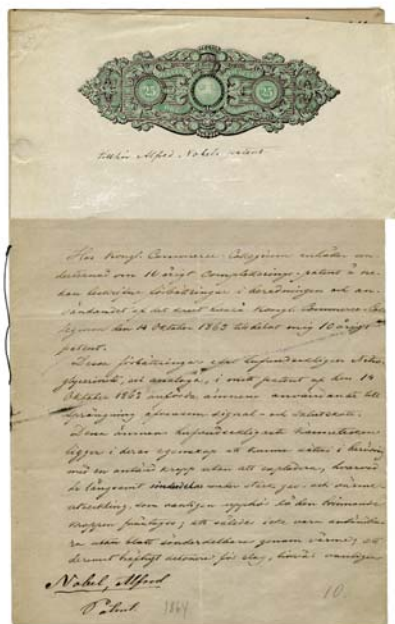
buchu. Innymi słowy, skonstruował on pierwszy detonator. Mechanizm opierał się na zastosowaniu małej ilości prochu strzelniczego, którego niewielki wybuch służył do zainicjowania kontrolowanej eksplozji nitrogliceryny. Stosowane dotychczas materiały wybuchowe były pobudzane za pomocą płomienia lub palącego się lontu. Sposoby te jednak nie były użyteczne w przypadku nitrogliceryny. Z tego względu oryginalny pomysł Nobla wykorzystania jednego materiału wybuchowego do pobudzenia całym innym materiałem był bardzo innowacyjny, a przy tym stosunkowo prosty w idei. W pierwszej wersji detonatora proch ładowany był do drewnianej lub szklanej rurki, którą zanurzano w nitroglicerynie. Następnie proch zapalano za pomocą lontu, a jego wybuch pobudzał detonację nitrogliceryny.

Pierwszą firmą Alfreda Nobla, zajmującą się produkcją nitrogliceryny, była Nitroglycerine Ltd.. Produkcja ta ulokowana była na krytej

barce na środku jeziora Malaren, poza granicami Sztokholmu, co pozostawało w zgodzie w ówczesnymi przepisami zakazującymi produkcji tego związku chemicznego w granicach miast. W swojej firmie Nobel jednocześnie pełnił rolę naczelnego chemika, dyrektora, sekretarza oraz handlowca. W ciągu pierwszego roku działalności (1865) Noblowi udało się wybudować całkowicie nową fabrykę na niezamieszkałych terenach Vinterviken. Inwestycja ta okazała się niezwykle trafiona, ponieważ produkcja nitrogliceryny w Nitroglycerine Ltd. trwała nieprzerwanie przez następne 50 lat.

Detonator okazał się początkiem serii kolejnych wynalazków Alfreda Nobla. W 1867 roku opatentował dynamit, w 1875 – żelatynę wybuchową, a w 1888 – balistyt. Alfred Nobel zmarł w wieku 63 lat, w roku 1896, jako autor 123 patentów zgłoszonych w Wielkiej Brytanii oraz ponad trzystu na całym świecie (fot. 4).

W chwili jego śmierci na całym świecie produkowano powszechnie nitroglicerynę z gliceryny i kwasów: azotowego(V) oraz siarkowego(VI). Sam Alfred Nobel w tym czasie był właścicielem lub współwłaścicielem 93 fabryk wytwarzających rocznie 67,5 tysięcy ton materiałów wybuchowych, w tym głównie dynamitu. Warto wspomnieć, że trzydzieści lat wcześniej produkcja materiałów wybuchowych ograniczała się do 11 ton na rok!!! Nobel, jako wizjoner i znakomity wynalazca, pozostawił po sobie majątek wart 33 miliony szwedzkich koron. Jak doszło do tak ogromnej ekspansji produkcyjnej jego fabryk wytwarzających materiały wybuchowe, zostanie pokazane w dalszej części artykułu. W tym miejscu jedynie zaznaczę, że za sukcesami Nobla stała jego nieposkromiona odwaga oraz wizjonerskie spojrzenie na naukę, poparte genialnymi pomysłami. Jednym z epokowych wynalazków Alfreda Nobla, obok detonatora, stał się dynamit, nazywany przez same-



Fot. 4. Zgłoszenie patentowe Alfreda Nobla z 1864 roku



Rys. 3. Pierwszy znak handlowy firmy Alfreda Nobla

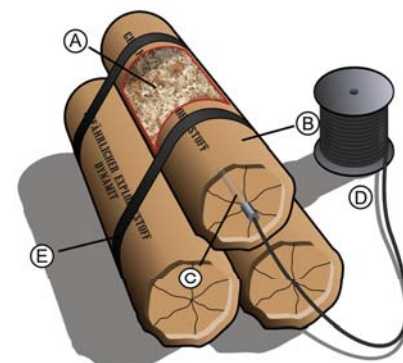
go twórcę „bezpiecznym wybuchowym proszkiem Nobla”.

## Dynamit – wybuchowy proszek Nobla

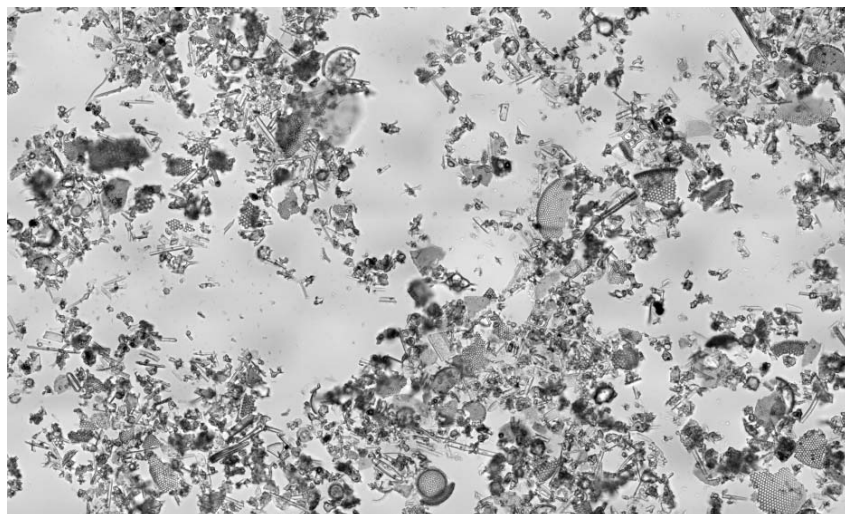
Kwestie bezpieczeństwa oraz obawy związane ze stosowaniem ciekłej nitrogliceryny doprowadziły do odkrycia nowego typu materiału wybuchowego, którego głównym składnikiem była wprawdzie nitrogliceryna, jednak jej niekontrolowana dotychczas tendencja wybuchowa została okiełznana w formie **dynamitu**. Dynamit był wynalazkiem Alfreda Nobla, a jego prostota i zarazem skuteczność opierały się na otrzymaniu materiału wybuchowego w postaci ciastowatej masy poprzez zaabsorbowanie nitrogliceryny w ciele stałym, jakim była ziemia krzemkowa (fot. 5). Po wielu eksperymentach Nobel stwierdził, że trzy części ciekłej gliceryny

i jedna część ziemi okrzemkowej tworzą doskonale plastyczną mieszaninę, którą nazwał dynamitem. Nobel dopilnował, aby uzyskać patenty na swój wynalazek, po czym rozpoczął jego produkcję. Chociaż początkowo dynamit był znacznie droższy niż tradycyjnie stosowany dotychczas proch strzelniczy, to z czasem zaczął dominować na rynku, a jego produkcja rozszerzyła się na wszystkie kontynenty, włączając w to Afrykę i Australię. Światowa popularność dynamitu w czasach Nobla była niewątpliwie związana z boorem przemysłowym oraz z ekspansją i rozwojem nowych terenów Afryki, Ameryki Południowej i Australii. Niemałe znaczenie w popularności i wzroście sprzedaży dynamitu w tym czasie miała „gorączka złota” w Kalifornii, odkrycie złóż diamentów i złota w Afryce oraz rozwój osadnictwa na terenach dzikiej Australii.

Powstało wtedy ponad sto odmian różnych mieszanin dynamitu, przy czym ten pierwszy oryginalny, autorstwa Alfreda Nobla nazywany był „dynamitem nr 1” lub „dynamitem okrzemkowym”. Różnice pomiędzy różnymi rodzajami dynamitów wynikały z tego, iż w ich produkcji stosowano różne osnowy, ale wszystkie zawierały w swym składzie nitroglicerynę. „Dynamit nr 1” zawierał nieaktywną osnowę w postaci ziemi okrzemkowej, która nie brała udziału w wybuchu, a miała za zadanie jedynie zaabsorbować



Rys. 4. Laski dynamitu: (A) nitrogliceryna, nitroceluloza, saletra amonowa i palny materiał, (B) płaszcz ochronny, (C) spłonka (D) lont, (E) element mocujący



Fot. 5. Ziemia okrzemkowa – popularny stabilizator nitrogliceryny

ciekłą nitroglicerynę. Z czasem zorientowano się, że zastąpienie nieaktywnej osnowy osnową aktywną w pewnym stopniu podwyższa moc wybuchową dynamitu. Podążając tym tropem w 1869 roku Nobel opatentował taką reaktywną mieszaninę stanowiącą skład osnowy dynamitu. Nowa mieszanka zawierała nitroglicerynę, żywicę lub węgiel drzewny, azotan(V) baru oraz siarkę.

Najbardziej jednak popularną mieszaną stał się „dynamit nr 2”, który składał się z 72 części saletry, 10 części węgla drzewnego, 18 nitrogliceryny oraz niewielkiego dodatku parafiny. W tym czasie powstał też „proch Atlas”, używany przy budowie Kanału Panamskiego, który zawierał nitroglicerynę, masę celulozową, saletrę, tlenek magnezu lub kredę. Powstał także „Rend Rock”, który zawierał nitroglicerynę, mączkę drzewną oraz smołę. Z kolei „proch Herkules” zawierał nitroglicerynę, saletrę, węglan magnezu, chloran potasu i cukier. W zależności od potrzeb użytkowych tak modyfikowano recepturę pierwotnego „dynamitu nr 1”, że w krótkim czasie powstała bardzo szeroka gama produktów pod marką dynamit.

Dynamit, pomimo swojej bardzo dużej popularności, miał też kilka zasadniczych wad, a jedną

z nich stanowiło wydzielanie się z osnowy ciekłej nitrogliceryny, co było częstym zjawiskiem, zwłaszcza w środowisku wilgotnym, w czasie długotrwałego składowania lub pod ciśnieniem. Tego typu wady dynamitu skłoniły Nobla do dalszych poszukiwań i badań. Początkowo próbował on mieszać nitroglicerynę z nitrocelulozą, która była wówczas znana jako materiał wybuchowy, jednak stwierdził, że substancje te nie mieszają się w sposób zadowalający (rys. 4).

Niesłabnący upór wielkiego odkrywcy doprowadził w końcu do opracowania i opatentowania w 1875 roku tak zwanej żelatyny wybuchowej. Dodatek 7–8% kolodiu, czyli częściowo znitrowanej celulozy, do nitrogliceryny powoduje powstawanie sztywnej galaretowatej masy. Moc wybuchu tego nowego materiału była znacznie większa niż dynamitu, ponieważ oba jej składniki były wybuchowe. Żelatyna wybuchowa okazała się niewrażliwa na uderzenia oraz była odporna na wilgoć, dlatego też z powodzeniem można było ją stosować pod wodą. Na bazie żelatyny wybuchowej opracowano dynamit żelatynowy, zawierający około 2,5% kolodiu.

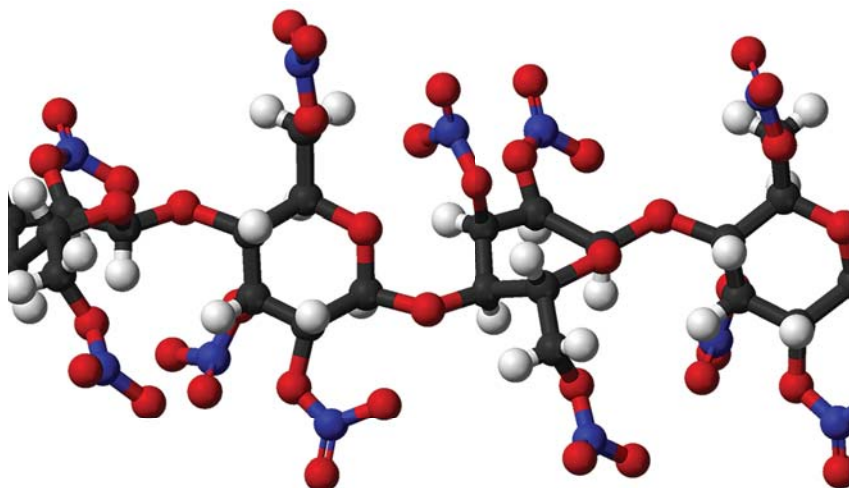
Rok przed śmiercią, 27 listopada 1895r. Alfred Nobel sporządził te-

stament, w którym ustanowił międzynarodowe nagrody w dziedzinie fizyki, chemii, fizjologii lub medycyny, literatury i pokoju. Cały zgromadzony kapitał przeznaczył na owe nagrody, dziś znane powszechnie pod nazwą Nagrody Nobla – najbardziej prestiżowej nagrody na świecie.

## Bawełna strzelnicza – strzelające komórki roślinne

W 1846 roku niemiecki chemik Schönbein otrzymał po raz pierwszy **nitrocelulozę** (rys. 5). Ten nowy, wybuchowy materiał powstał przez potraktowanie waty bawełnianej mieszaniną gorących kwasów: siarkowego(VI) oraz azotowego(V). Otrzymany przez niego materiał nazwał bawełną strzelniczą (rys. 6). Szczegóły produkcji tego związku przekazał na prawach własności patentu, przyznanego w 1846 roku. Produkcja bawełny strzelniczej została wówczas podjęta na skalę przemysłową, ale dość nieostrożne obchodzenie się z tym materiałem spowodowało serię tragicznych wypadków, w trakcie których dochodziło do eksplozji całych budynków fabryk.

Na kartach historii, tak jak nazwisko Nobla nierozzerwalnie kojarzone jest z nitrogliceryną i dynamitem, tak nazwisko Fredericka Abela kojarzone jest z nitrocelulozą. Ten angielski chemik opracował w roku 1863 ulepszoną metodę produkcji nitrocelulozy, która pozwalała na jej bezpieczne, przemysłowe wytwarzanie. W swoim patencie z 1865 roku Abel postuluje rozdrabnianie włóknistej struktury bawełny, co w konsekwencji miało ułatwiać wypłukiwanie pozostałości kwasów i innych niestabilnych zanieczyszczeń. Ponadto jeden z asystentów Abela odkrył, że suchą bawełnę strzelniczą można w sposób efektywny pobudzić do detonacji, wykorzystując do tego celu piorunian rtęci, oraz że wybuch suchej bawełny strzelniczej detonuje wybuch jej



Rys. 5. Fragment łańcucha nitrocelulozy – na czarno zaznaczone są atomy węgla, na niebiesko – azotu, na czerwono – tlenu i na szaro – wodoru

mokrej wersji. Miało to duże znaczenie praktyczne, ponieważ dla bezpieczeństwa bawełnę strzelniczą przechowywano w mokrej postaci, a co więcej, poddawano ją obróbce poprzez cięcie, toczenie i inne zabiegi mające na celu nadanie jej pożądanego kształtu, przydatnego w zastosowaniach m.in. w górnictwie.

Z czasem dowiedziono, że bawełna strzelnicza to tylko jedna z wielu możliwych do uzyskania postaci nitrocelulozy. Bawełna strzelnicza to bowiem ogólnie związek zawierający powyżej 13% azotu w swym składzie pierwiastkowym. W procesie wytwarzania nitrocelulozy, stosując słabsze kwasy oraz niższą temperaturę, a także krótszy czas prowadzenia nitrowania, uzyskuje się nitrocelulozę zawierającą tylko od 8 do 12% azotu. Ta nowa, mniej wybuchowa postać nitrocelulozy została nazwana bawełną kolodionową (koloksyliną). Koloksylina początkowo wykorzystywana była w fotografii oraz w produkcji sztucznego jedwabiu, celulozoidu oraz w wybuchowej żelatynie Nobla. Za

sprawą kolejnego odkrycia Abla w roku 1899 koloksylina została wykorzystana w produkcji kordytu, tak zwanego prochu bezdymnego.

### Proch bezdymny – nowe oblicze prochu strzelniczego

Równoległe do prac nad nowymi kruszącymi materiałami wybuchowymi trwały prace nad materiałami miotającymi. Od roku 1870 produkty zawierające nitroglicerynę oraz nitrocelulozę doskonale sprawdzały się w roli kruszących materiałów, nadal jednak poszukiwano efektywnych materiałów miotających, które mogłyby zastąpić z powodzeniem proch strzelniczy. Pierwszy proch bezdymny (fot. 7), który zastosowano w karabinach, został opracowany w 1886 roku przez Paula Vieille'a. W celu wyróżnienia go od dotychczas stosowanego prochu czarnego, nazywanego *Poudre N*, nowy produkt, **proch biały** nazwano *Poudre B*. Proch biały wytwarzano poprzez ucieranie bawełny strzelniczej i kolodionowej z mieszaniną eteru i alkoholu etylowego. Za



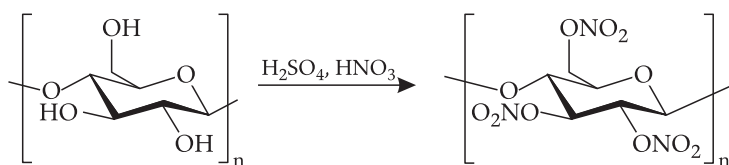
Fot. 6. Nitroceluloza



Fot. 7. Proch bezdymny

sprawą zróżnicowanych rozpuszczalności tych dwóch odmian nitrocelulozy otrzymano całkowicie nowy materiał miotający. Koloksylina doskonale rozpuszczała się w mieszaninie eteru i alkoholu, a następnie była wchłaniana przez bawełnę strzelniczą. Otrzymane ciasto prochowe było następnie poddawane obróbce formowania w dowolne kształty.

Równoległe do prac Vieille'a, również Nobel podjął się otrzymania nowego materiału miotającego. Efektem jego prac było otrzymanie **prochu nitroglicerynowego (balistytu)**. Pierwsza receptura balistytu zakładała stosowanie 10% kamfory i po 45% nitrocelulozy (koloksyliny) i nitrogliceryny. Postępujące odkrycia w tej dziedzinie spowodowały powołanie przez rząd angielski w 1888 roku Komitetu Materiałów Wybuchowych, który miał na celu opracowanie nowego



Rys. 6. Reakcja otrzymywania nitrocelulozy, tzw. bawełny strzelniczej

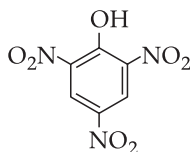


materiału miotającego na potrzeby armii angielskiej. Przewodniczącym Komitetu został Abel. Owocem prac Komitetu oraz Abela i jego współpracownika Dewara była mieszanina wybuchowa, będąca nową wersją prochu bezdymnego. Wynalazek ten nazwany został **prochem sznurowym** (*cord power*), potocznie określanym jako **kordyt**. Zawierał on 58% nitrogliceryny, 37% bawełny strzelniczej oraz 5% wazeliny, a jako rozpuszczalnik stosowano aceton, dzięki czemu można było formować cienkie pręty, które następnie były cięte. Większa zawartość nitrogliceryny sprawiła, że kordyt był łatwiejszy do pobudzenia niż balistyt Nobla. Chociaż w tym czasie na świecie produkowano wszystkie trzy wcześniej wymienione odmiany prochu bezdymnego, żaden z nich nie uzyskał monopolowej pozycji na rynku światowym.

### Kwas pikrynowy i trotyl – wybuchowa aromatyczność

Wraz z nastaniem I wojny światowej nastąpiło nasilenie poszukiwań nowych rozwiązań technicznych z zakresu materiałów wybuchowych. Tym razem celem prac badawczych było opracowanie materiału przeznaczonego do wypełnień pocisków i bomb. Podstawowymi wymaganiami stawianymi poszukiwanemu materiałowi były m.in. odporność na warunki atmosferyczne, w tym na wilgoć, odporność na wstrząsy i bodźce zewnętrzne oraz duża siła rażenia. Sugerowane było także, iż materiały takie powinny wykazywać niską temperaturę topnienia, aby łatwo było nimi napełniać wnętrza pocisków. Ponadto nie powinny reagować z metalami, które stanowiły podstawę budowy osłony pocisku.

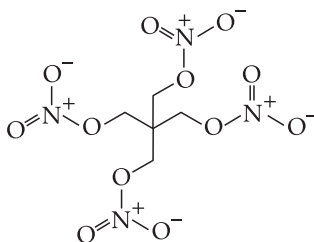
Pierwszą tego typu substancją, która została z powodzeniem wykorzystana jako wypełnienie materiałów wybuchowych, był **kwas pikrynowy** czyli **trinitrofenol** (rys. 7). Kwas ten, otrzymany w 1771 roku, jest ja-



Rys. 7. Kwas pikrynowy



Fot. 8. Trinitrotoluen (TNT, trotyl)



Rys. 8. Wzór chemiczny pentrytu

snożółtym ciałem stałym o temperaturze topnienia 122°C. Początkowo był wykorzystywany jako sztuczny barwnik do farbowania jedwabiu, jednak jego trujące właściwości doprowadziły potem do odstąpienia od tego zastosowania. W 1871 roku odkryto, że kwas pikrynowy może wybuchnąć, jeśli pobudzi się go mocnym detonatorem. Na bazie kwasu pikrynowego w 1874 roku Abel zaproponował nowy rodzaj prochu – tak zwany proch pikrynowy, w którego skład wchodziły trzy części azotanu potasu oraz dwie części kwasu pikrynowego.

W roku 1900 wytworzono nową substancję służącą do wypełniania pocisków. Był nim **trinitrotoluen** (TNT – trotyl, fot. 8). Trotyl był substancją wybuchową o nieco słabszej mocy niż kwas pikrynowy, jednak odznaczał się brakiem toksyczności, łatwiejszą i tańszą metodą syntezy oraz niższą temperaturą topnienia. O ile w czasie I wojny światowej

to kwas pikrynowy był powszechnym materiałem wybuchowym, to w czasie II wojny światowej przodował w tej roli trotyl. Tylko na terenach samej Wielkiej Brytanii funkcjonowały 24 fabryki trotylu, które w czasie II wojny światowej wyprodukowały 284 tysięcy ton tego związku chemicznego.

Produkcję trotylu uzupełniono nowymi związkami wybuchowymi, czyli pentrytem i heksogenem. Obie substancje były znane już w czasie I wojny światowej, jednak problemy produkcyjne wynikające z deficytu metanolu niezbędnego do ich produkcji powodowały zahamowanie rozwoju ich zastosowań w tym okresie.

**Pentryt** (tetraazotan pentaerytrytu) został odkryty w 1894 roku (rys. 8). Jest to biała substancja stała, wykazująca temperaturę topnienia 141°C. Otrzymuje się ją w reakcji aldehydu mrówkowego (wytwarzanego z alkoholu metylowego), aldehydu octowego i kwasu azotowego(V). Jest to bardzo wrażliwy na wstrząsy i bodźce zewnętrzne materiał wybuchowy. Z tych względów rzadko stosowany był w czystej postaci, częściej w mieszkach z woskami. Jego wysoką wrażliwość i łatwość detonacji wykorzystano w detonatorach, zapalnikach i zapłonnikach. Pentryt, występujący także pod nazwami: penta, niperyt, PETN, NP, stał się równie ważnym jak trotyl materiałem wybuchowym.

Ciekawą modyfikacją pentrytu jest **semteks** – uplastyczniona forma tego związku w mieszaninie kopolimeru: butadien-styren. Produkowano go w dużych ilościach w zakładach Synthestia w Pardubicach w Czechach w postaci tzw. „czeskiego plastiku”. Semteks jest bardzo wygodnym materiałem wybuchowym, z którym łatwo jest się obchodzić nawet w trudnych warunkach i z tego względu okazał się (niestety) dogodnym materiałem do celów terrorystycznych. Nie jest wykrywalny za pomocą promieni Roentgena, nie ma także zapachu.

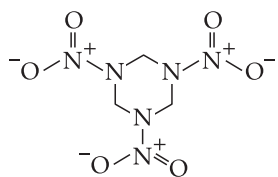
Pod międzynarodowym naporem producent semtekstu wprowadził do tego materiału związki zapachowe tak, aby mógł być wykrywany m.in. przez psy policyjne.

Z kolei **heksogen** to cyklotrimetylenotrinitroamina, otrzymana po raz pierwszy w 1899 roku. Początkowo jej twórca, Henning, opatentował ją jako związek chemiczny o przeznaczeniu medycznym. Dopiero w okresie międzywojennym odkryto nowe, wybuchowe zastosowanie tego związku. Jest to biała substancja stała o temperaturze topnienia 214°C. Otrzymuje się ją w reakcji aldehydu mrówkowego, amoniaku i kwasu azotowego(V). Heksogen spotykamy jest także pod nazwą RDX (*Royal Demolition Explosive* lub *Research Department Explosive, T4*) lub cyklonit. Heksogen jest równie silnym środkiem wybuchowym jak pentryt, jednak wykazuje mniejszą wrażliwość, co jest jego zasadniczą zaletą. Używa się go do wypełniania pocisków, bomb i torped.

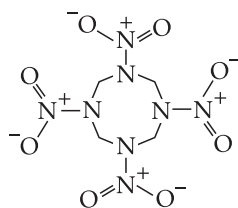
Kolejny materiał wybuchowy, **oktogen** (cyklotetrametylenotetra-nitroamina, HMX), po raz pierwszy otrzymano w roku 1930, a jako środek wybuchowy wprowadzono w latach 50. XX wieku. Jest to najsilniejszy ze stosowanych obecnie związków wybuchowych. Nadal jednak trwają prace badawcze nad nowej mocy materiałami wybuchowymi; przykładami mogą być: HNIW (heksanitroheksazaizowurcitan), oktanitrokuban lub oktazakuban.

### Inicjowanie wybuchu – czyli, jak zmusić chemię, żeby zadziałała?

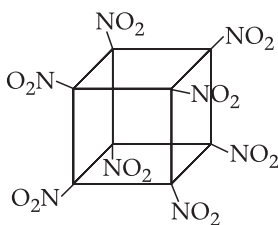
Materiały detonujące stworzone zostały z myślą o inicjowaniu wybuchu materiałów kruszących i miotających. W początkowym okresie stosowano „piorunujące złoto”, opisane po raz pierwszy w 1603 roku, a które otrzymywano w reakcji tlenku złota i amoniaku. Jego zastosowanie jednak w znacznej mierze ograniczył wysoki koszt produkcji oraz zbyt duża wrażli-



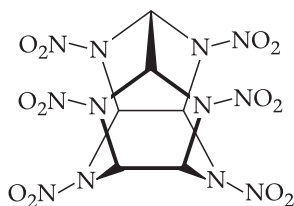
heksogen – RDX



oktogen – HMX



oktonitrokuban



HNIW

Rys. 9. Wzory strukturalne nowych materiałów wybuchowych

wość tego związku, która utrudniała pracę z nim. Dlatego w celach detonacyjnych piorunujące złoto zostało zastąpione piorunującym srebrem. Była to mieszanina azotku i imidku srebra (Ag<sub>3</sub>N i Ag<sub>2</sub>NH), wynaleziona w tym celu w roku 1788. Dopiero jednak wprowadzenie piorunianu rtęci [Hg(CNO)<sub>2</sub>] w 1864 roku doprowadziło do wzrostu znaczenia związków z rodziny piorunianów. To właśnie piorunian rtęci posłużył Noblowi przy konstrukcji pierwszego detonatora, którym był miedziany cylinder zawierający mieszaninę prochu strzelniczego i piorunianu rtęci lub też czystą postać piorunianu. Rozwój branży materiałów wybuchowych doprowadził do opracowania nowych konstrukcji detonatorów – od pro-

stych po całkiem złożone. Z czasem zastąpiono piorunian rtęci azydem ołowiu [Pb(N<sub>3</sub>)<sub>2</sub>], gdyż okazał się tańszy oraz łatwiejszy do składowania.

Rozwojowi detonatorów towarzyszył równoczesny rozwój specjalnych lontów prochowych, które z powodzeniem były stosowane do 1907 roku. Z czasem również skład i konstrukcja lontów ulegały zmianie. Po roku 1907 wprowadzono tzw. detonującą linię, którą otrzymywano przez nalewanie stopionego trotylu do ołowianej rurki. Po zakrzepnięciu rurkę trotylu walcowano w celu uzyskania średnicy 6 mm i tak wykonany lont detonował w sposób stabilny i kontrolowany z prędkością 4900 m·s<sup>-1</sup>.

Rozwój nowych materiałów oraz nowych konstrukcji służących zainicjowaniu wybuchu w sposób kontrolowany doprowadził do opracowania wielu wyrafinowanych rozwiązań w tym zakresie, których nie sposób wymienić w tym krótkim artykule. Warto w tym miejscu zaznaczyć, iż niejednokrotnie odkrywcy nowej klasy materiałów wybuchowych nie do końca byli świadomi możliwości, jakie dało światu ich odkrycie. Przykładem może być postać Alfreda Nobla, który tworząc nowe rodzaje związków chemicznych nie zakładał ich śmiertelności wykorzystania przez ludzkość. Historia jednak lubi się powtarzać i podobny paradoks obserwujemy w przypadku prac nad promieniotwórczością oraz procesami rozszczepienia jąder atomowych, które następnie doprowadziły do stworzenia bomby atomowej.

dr inż. Joanna Ortyl

Politechnika Krakowska im. T. Kościuszki  
Wydział Inżynierii i Technologii Chemicznej

#### Literatura:

- [1] Akhavan J., *The chemistry of explosives*, The Royal Society of Chemistry 2004
- [2] Brown G.I., *Historia materiałów wybuchowych*, Książka i Wiedza, 2001



**Emocje ubrane w słowa!**

"Emocje" - dwumiesięcznik dla nauczycieli, wychowawców, pedagogów i psychologów szkolnych, a także rodziców. Poświęcony najważniejszym problemom wychowawczym dzieci i młodzieży, zagadnieniom psychologicznym, społecznym, zdrowotnym i terapeutycznym, związanym z rozwojem młodych ludzi.

Artykuły problemowe uzupełniają porady pedagogów, psychologów i socjologów, wywiady, reportaże, ciekawostki, felietony i psychotesty.

**Zamów prenumeratę!**



Redakcja Czasopism Pedagogicznych EduPress, Dr Josef Raabe Spółka Wydawnicza Spółka z o.o.

Wola Plaza, ul. Młynarska 8/12, 01-194 Warszawa

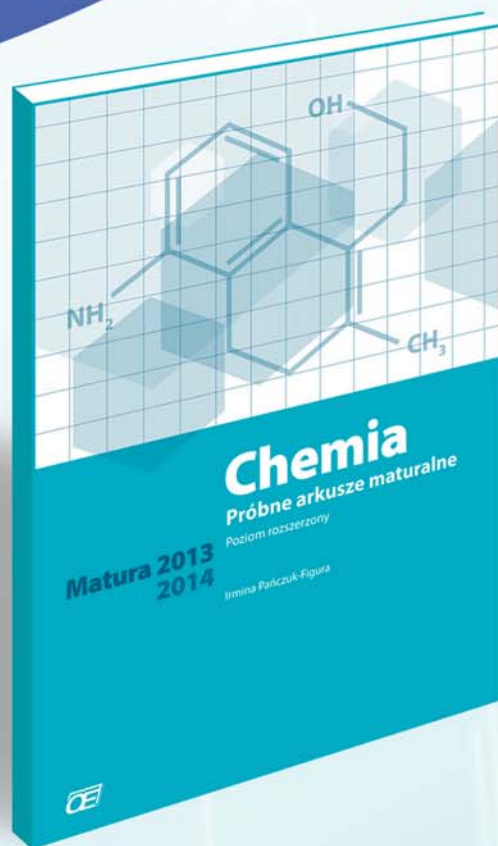
tel. 22 244 84 78, faks 22 244 84 10, e-mail: prenumerata@raabe.com.pl

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

# ARKUSZE DLA KAŻDEGO MATURZYSTY!

## Chemia. Próbne arkusze maturalne Poziom rozszerzony MATURA 2013, 2014

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



**Aktualnie jedyna seria podręczników w Polsce, która umożliwia zdobycie maksymalnej liczby punktów na maturze z chemii**



Zakres materiału zawarty w tych podręcznikach obejmuje wszystkie treści z podstawy programowej obowiązującej do 2014 roku oraz treści dodatkowe określone w standardach wymagań Centralnej Komisji Egzaminacyjnej.

Dołączone do każdego podręcznika filmy na płytach DVD prezentują większość doświadczeń w nim opisanych.



Oficyna Edukacyjna \* Krzysztof Pazdro

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