

## CHEMIA W PRAKTYCE - WSKAŹNIKI

*Barbara Becker i Renata Kuczyńska*

*Katedra Chemii Nieorganicznej, Wydział Chemiczny, Politechnika Gdańska  
80-952 Gdańsk, G. Narutowicza 11/12*

### WSTĘP

W nauczaniu chemii na każdym etapie kształcenia warto eksponować eksperymentalny charakter tej nauki. Doświadczenia przeprowadzane na lekcji pełnią nie tylko funkcję ilustracyjną, badawczą bądź weryfikacyjną, ale mogą też odegrać istotną rolę motywacyjną, zachęcając uczniów do poznawania właściwości substancji oraz tajemnic budowy materii. Można postawić bardzo łatwą do udowodnienia tezę, że nawet uczeń podchodzący do chemii z wyraźną niechęcią, będzie jednak chciał obejrzeć eksperyment realizowany w jego obecności. Wrodzona każdemu człowiekowi ciekawość wyraźnie dominuje nawet nad nastawieniem negatywnym do przedmiotu. Doświadczenie ma szereg aspektów edukacyjnych i praktycznie każdy, nawet bardzo skromny i prosty, ale dobrze zaplanowany eksperyment pozwala poszerzyć wiedzę i zrobić to w sposób najlepszy z możliwych. Wykształcenie u ucznia umiejętności planowania i realizacji prac eksperymentalnych, a następnie interpretacji otrzymanych wyników jest jednym z głównych celów edukacyjnych rozszerzonego nauczania chemii w liceum ogólnokształcącym [1,2].

Przedstawiony poniżej materiał jest opisem i jednocześnie komentarzem do doświadczeń mających zilustrować tylko jedno, stosunkowo drobne, zagadnienie. Otóż bardzo często możemy obserwować przebieg reakcji (zjawiska), czy nawet ilościowo je opisywać korzystając z pomocy tzw. wskaźników. Pojęcie wskaźnika jest przy tym bardzo szerokie. Dla naszego użytku możemy przyjąć, że wskaźnik jest substancją, która wprawdzie dodana w bardzo małej ilości do układu nie zmienia jego właściwości, ale ulegając sama wyraźnej i łatwo rejestrowanej zmianie pod wpływem tego, co dzieje się w układzie, pozwala na łatwą, chociaż pośrednią, ocenę jego stanu.

W pracy zajęto się dwoma różnymi typami wskaźników:

1. o charakterze kwasowo-zasadowym stosowanych w alkacymetrii
2. skrobią - stosowaną w jodometrii.

### KWASY, ZASADY I WSKAŹNIKI W ALKACYMETRII



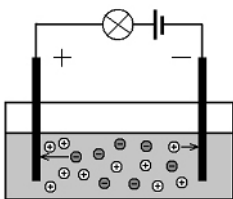
Svante August Arrhenius  
1859 - 1927

Zdaniem autorów, każde zagadnienie chemiczne ma swoją historię, czasem bardzo długą, a prawie zawsze bardzo ciekawą. Historyczne, niewątpliwie humanistyczne tło, stanowi także pożądany element nauczania, gdyż potrafi uświadomić uczniowi, że naukę tworzą ludzie. Obecna propozycja zaczyna się od osoby Svante Arrheniusa, który w swej rozprawie doktorskiej (1884 r.) sformułował podstawy **dysocjacji elektrolitycznej** [3]. Praca młodego, 24-letniego Arrheniusa dotyczyła badań przewodnictwa elektrycznego w rozcieńczonych roztworach wodnych. Początkowo przyjęto ją źle i Arrhenius uzyskał tylko doktorat IV klasy co nieomal zrujnowało mu karierę... Później okazało się, że teoria ta była warta Nagrody Nobla (1903 r.).

**Przewodnictwo** ( $\text{ohm}^{-1}\text{cm}^2\text{mol}^{-1}$ )

Elektrolit	0.001 M	0.005 M	0.01 M	0.05 M	0.1 M	0.5 M
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	41	20	14	6.5	4.6	2.0
HCl	377	373	370	360	351	327
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> Na	75	72	70	64	61	49

Rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony może nastąpić jako końcowy etap solwatacji w polarnych rozpuszczalnikach (np. wodzie) chociaż może też być powodowany innymi czynnikami. Do dysocjacji zdolne są związki, w których występują wiązania jonowe lub silnie spolaryzowane kowalencyjne. Ulegają jej prawie wszystkie rozpuszczalne sole oraz kwasy i wodorotlenki. Jak dysocjują różne elektrolity można się łatwo przekonać



mierzając przewodnictwo ich roztworów przy pomocy bardzo prostego zestawu pokazanego na rysunku, złożonego z elektrod grafitowych, źródła prądu i żarówki, która świeci tym mocniej im więcej jonów (nośników ładunków) znajduje się w roztworze. Oczywiście, można zastosować miernik zamiast żarówki i uzyskać bardziej precyzyjne wyniki, ale straci na tym pewna widowiskowość doświadczenia.

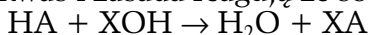
- Warto sprawdzić przewodnictwo czystych i stopniowo rozcieńczanych wodą kwasów - siarkowego i octowego, roztworów wodnych amoniaku i kilku soli, takich jak na przykład NaCl, CH<sub>3</sub>COONa, NH<sub>4</sub>Cl, NaHCO<sub>3</sub> i Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> oraz HgCl<sub>2</sub> czy Hg(CN)<sub>2</sub> na zimno i po podgrzaniu.
- Po określeniu przewodnictwa roztworu kwasu octowego i amoniaku należy mieszać razem te roztwory i zmierzyć przewodnictwo otrzymanego roztworu końcowego.
- Interesującą dyskusję można wywołać porównując na przykład przewodnictwo wody destylowanej (świeżo przygotowanej i "odstałej"), wody sodowej i wody wodociągowej oraz metanolu czystego i zmieszanego 1:1 z wodą.
- Niejako przy okazji warto sprawdzić czy przewodzą prąd elektryczny stały krystaliczny chlorek sodu i stały oraz stopiony rodanek amonu NH<sub>4</sub>SCN.

To tylko przykłady, które można łatwo modyfikować. Jakie wnioski może uczeń wyciągnąć z takich pomiarów? Jednym z wielu jest niewątpliwie ten, że dysocjacja kwasu octowego nie przebiega tak łatwo jak kwasu siarkowego. Dysocjacja jest zawsze procesem odwracalnym. Zdysocjowana i niezdysocjowana forma związku pozostają w równowadze, na którą mają wpływ właściwości związku i rozpuszczalnika, temperatura oraz obecność innych jonów. Dotykamy tym samym kwestii mocy kwasów i zasad oraz problemów związanych przez dłuższy czas z brakiem koncepcji jak określać ilościowo i wyrażać tę moc.

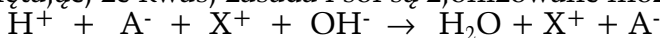
**Svante Arrhenius za kwasy uważał substancje, które w roztworach wodnych dysocjują dając jony H<sup>+</sup>, a za zasady związki, które dysocjują dając jony OH<sup>-</sup>.** Ich dysocjację można było zatem zapisać jako:



Gdy kwas i zasada reagują ze sobą, zobojętniają się wzajemnie, tworząc wodę i sól:



Pamiętając, że kwas, zasada i sól są zjonizowane możemy zapisać powyższe jako:



i ostatecznie:



Soren Peter Lauritz Sorensen  
(1868 - 1939)

Teoria dobrze opisywała zachowanie się w wodzie wszystkich znanych ówczesznie kwasów (takich jak HCl, CH<sub>3</sub>COOH, itd.) i większości zasad (NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub> itd.) oraz wyjaśniała, dlaczego ciepło zobojętniania ma stałą wartość = 57,27 kJ/mol. Stała się także bazą dla ilościowego potraktowania kwasowości przez ujemny logarytm ze stężenia molowego jonów wodorowych H<sup>+</sup>.

Wprowadzenie pojęcia pH (dziś pH = -log a<sub>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup></sub>), zawdzięczamy duńskiemu biochemikowi Sorenowi Sorensenowi [4,5], który uczynił to w 1909 roku.

Skala pH ma więc już blisko 100 lat!

[H <sup>+</sup> ]	pH	Przykład
1·10 <sup>0</sup>	0	HCl
1·10 <sup>-1</sup>	1	sok żołądkowy
1·10 <sup>-2</sup>	2	sok cytrynowy
1·10 <sup>-3</sup>	3	ocet
1·10 <sup>-5</sup>	~5	woda
1·10 <sup>-6</sup>	6	mleko
1·10 <sup>-7</sup>	7	czysta woda
1·10 <sup>-8</sup>	8	białko jaja
1·10 <sup>-9</sup>	9	soda (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )
1·10 <sup>-11</sup>	10	amoniak
1·10 <sup>-12</sup>	12	Ca(OH) <sub>2</sub>
1·10 <sup>-14</sup>	14	NaOH

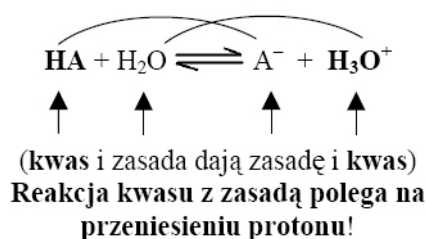
Teoria Arrheniusa, mimo dużej przydatności miała jednak wyraźne braki:

1. Rozpuszczalnik nie odgrywał w niej żadnej roli. Kwas miał być kwasem w każdym rozpuszczalniku - nie jest to zgodne z prawdą (por. HCl w benzenie)!
2. Wszystkie sole powinny tworzyć roztwory, które nie są ani kwasowe ani zasadowe - łatwo sprawdzić, że tak nie jest!
3. Nie można wytłumaczyć dlaczego NH<sub>3</sub> i aminy są zasadami.
4. Wolny jon H<sup>+</sup> w wodzie? Jego stężenie szacuje się dziś na 10<sup>-130</sup> M.

W roku 1923 Bronsted i Lowry, zupełnie niezależnie od siebie, sformułowali teorię, w której kwas i zasada są wzajemnie sprzężone:



Johannes Bronsted  
1879-1947



Thomas Lowry  
1874-1936

Współcześnie powiemy:

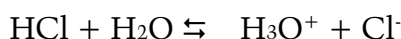
Kwas jest to substancja, z której proton może być usunięty.  
Zasada to substancja zdolna do usunięcia protonu z kwasu.

Definicja: Kwas to "donor protonu", a zasada to "akceptor protonu" jest raczej niefortunna. Prawda jest nieco inna, niż implikują to określenia "donor" i "akceptor". W kwasie, jon wodorowy jest związany z resztą cząsteczki. Potrzeba pewnego nakładu energii (niekiedy mało, niekiedy dużo) aby wiązanie takie rozerwać. Kwas nie "daje" czy "donoruje" jonu wodorowego, on jest mu zabierany! (Przykładowo, nie daje się portfela złodziejowi, to on ten portfel zabiera.) Zasada jest cząstką "z wbudowaną tendencją do odbierania protonów". Gdy zasada zbliża się do kwasu będzie, jeżeli jest dostatecznie silna, odrywała proton od tego kwasu i przyłączała go do siebie. Niektóre zasady są mocniejsze od innych, tak jak i niektóre kwasy mają proton słabo związany (i łatwy do oderwania), a z niektórych jest go oderwać trudno.

## Reakcje kwas-zasada wg teorii Bronsteda i Lowry'ego

### A. Reakcje przebiegające w znacznym stopniu:

Reakcja kwas-zasada jest w rzeczywistości "współzawodnictwem" dwóch zasad w ubieganiu się o proton! Jeżeli silniejszy z dwóch kwasów i silniejsza z dwóch zasad są substratami (zapisane po lewej stronie równania) to reakcja między nimi przebiega w bardzo znacznym stopniu.

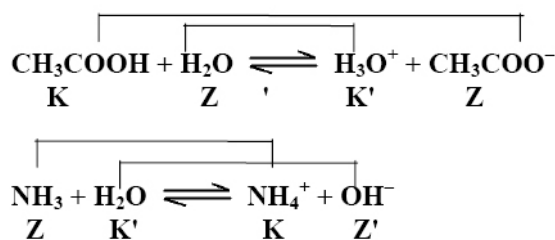


Ale także: HCl - jest kwasem, ponieważ ma proton zdolny do przeniesienia  
 H<sub>2</sub>O - jest zasadą, ponieważ wiąże proton tracony przez kwas  
 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> - jest kwasem, ponieważ może proton stracić  
 Cl<sup>-</sup> - jest zasadą, ponieważ może ten proton przyłączyć

Dla analogicznego przypadku  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$   
 Kwasami są HNO<sub>3</sub> i H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> a zasadami H<sub>2</sub>O and NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

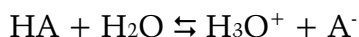
### B. Reakcje przebiegające w niewielkim stopniu:

Jeżeli słabszy z dwóch kwasów i słabsza z dwóch zasad są substratami, to reakcja między nimi przebiega jedynie w niewielkim stopniu.



Teoria stosuje się bardzo dobrze do wszystkich rozpuszczalników protycznych (woda, amoniak, kwas octowy, itp.) natomiast nie jest w stanie wytłumaczyć zachowania typu kwas-zasada w rozpuszczalnikach aprotycznych (benzen, dioksan, itp.). Zachowania te ujmuje teoria Lewisa.

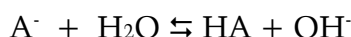
Miarą mocy kwasu jest stała równowagi reakcji dysocjacji:



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{oraz dla } [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mola/dm}^3 \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

przy czym  $\text{pK}_a = -\log K_a$

Moc sprzężonej zasady wyznaczamy w oparciu o równanie:



$$K = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{oraz dla } [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mola/dm}^3 \quad K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

przy czym  $\text{pK}_b = -\log K_b$

Iloczyn jonowy wody:

$$K_w = K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = \text{const. (gdy } T = \text{const.)}$$

W temp 25°C:  $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2\text{dm}^{-6}$  oraz  $\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$

Konkluzja:

**Mocny kwas jest sprzężony ze słabą zasadą.**

**Mocna zasada jest sprzężona ze słabym kwasem.**

•Łatwo jest sprawdzić, że mocny kwas (jego roztwór ma niskie pH) i mocna zasada (jej roztwór ma wysokie pH) reagują ze sobą tak, że produkt zawarty w wodzie nadaje jej odczyn obojętny.

•Jaki jest natomiast odczyn roztworu powstałego w reakcji między:

- o słabym kwasem i mocną zasadą?  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- o mocnym kwasem i słabą zasadą?  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$
- o słabym kwasem i słabą zasadą?  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 = \text{CH}_3\text{COONH}_4$

Można podać znacznie większą liczbę przykładów i bardziej skomplikowanych. Wśród nich ten dotyczący reakcji przebiegających kilkietapowo, jak chociażby podana niżej. Ilustruje ona praktyczny problem oceny zawartości  $\text{NaHCO}_3$  w handlowym  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .



Problem nie jest błahy. Często tego typu reakcje stosujemy do oznaczania nieznanego stężenia kwasu lub zasady, wykorzystując reakcję badanego związku z odpowiednio dobranym reagentem w metodzie znanej jako miareczkowanie alkacymetryczne. Niestety, musimy wtedy umieć określić tzw. punkt równoważnikowy, czyli ten, w którym ilość dodanego czynnika miareczkującego dokładnie równoważy ilość czynnika badanego, a tej ilości właśnie nie znamy!

Sól powstająca w każdym z powyższych przypadków może ulegać hydrolizie, której produkty będą miały wpływ na końcowy odczyn roztworu. Można go zmierzyć przy pomocy pehametru lub, jeżeli nie zależy nam na bardzo dużej dokładności pomiaru, zastosować odpowiednie wskaźniki, których barwa zależy od wartości pH.

Znamy wiele wskaźników stosowanych w alkacymetrii - metodzie analitycznej wykorzystującej reakcje kwasów z zasadami - są one na ogół dość skomplikowanymi związkami organicznymi, których budowa chemiczna i barwa zależy od pH roztworu. Wskaźnik (indykator) jest słabym kwasem, którego sprzężona zasada ma w roztworze inną barwę. Kilka pokazano na rysunkach poniżej.

W roztworze wskaźnik ulega dysocjacji:  $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ind}^-$

HInd	Barwa A	Barwa pośrednia	Ind <sup>-</sup>	Barwa B
W roztworze kwaśnym jest znaczne stężenie jonów $\text{H}_3\text{O}^+$ , równowaga przesunięta w lewo. Obserwujemy barwę A			W roztworze zasadowym jest małe stężenie jonów $\text{H}_3\text{O}^+$ , a więc równowaga przesunięta w prawo. Obserwujemy barwę B	

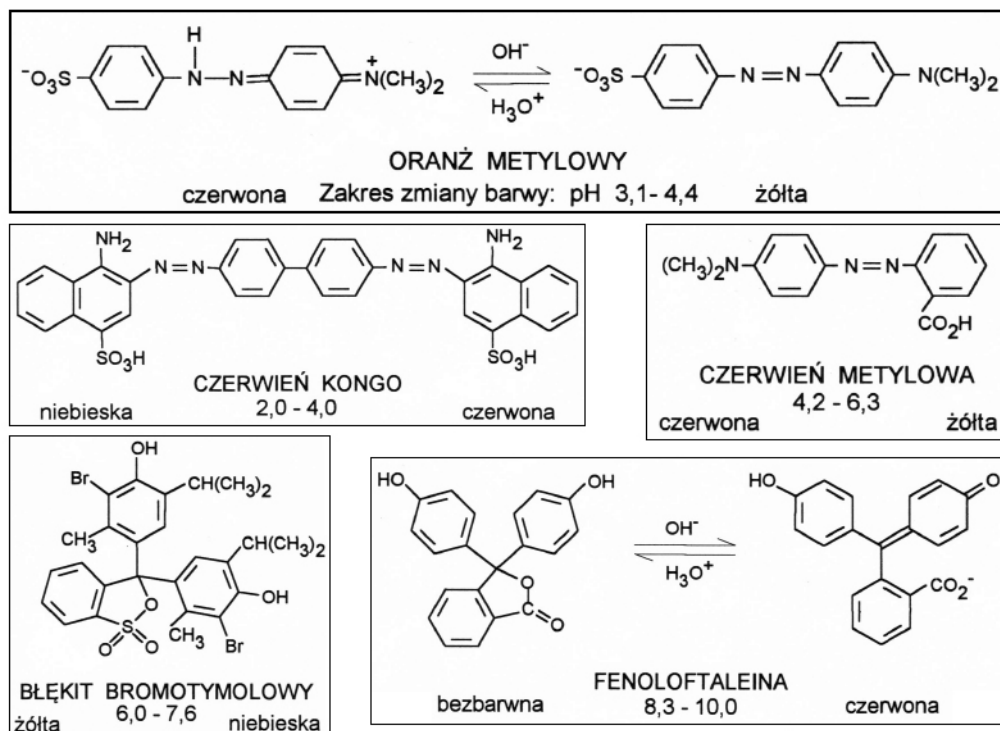
Gdy w roztworze są jednakowe ilości cząstek o barwie A i B czyli jest  $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$  roztwór ma barwę przejściową między A i B. Mamy wtedy:

$$K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \quad \text{oraz} \quad K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{i} \quad \text{pKa} = \text{pH}$$

Nagła zmiana barwy roztworu, obserwowana podczas miareczkowania, nazywana jest **punktem końcowym**. Większość ludzi może zauważyć wyraźną zmianę, gdy stosunek barw A i B przekracza 1:10 lub 10:1. Oznacza to, że użyteczny zakres pH większości wskaźników wynosi 2 jednostki pH, po jednej z każdej strony wartości  $\text{pK}_a$ .

**Dla poprawnie wybranego wskaźnika do miareczkowania punkt końcowy i punkt równoważnikowy powinny leżeć bardzo blisko siebie!**

WSKAŹNIKI stosowane w alkacymetrii - wybrane przykłady



Jak wynika z podanych wyżej wartości dysponujemy wskaźnikami o różnych zakresach zmiany barwy. Wykorzystamy je do określenia punktu równoważnikowego miareczkowania w układach gdzie reagują:

- mocny kwas i mocna zasada,
- słaby kwas i mocna zasada,
- mocny kwas i słaba zasada,
- słaby kwas i słaba zasada.
- wykonamy też oznaczenie dwóch składników tej samej próbki z wykorzystaniem zestawu wskaźników - na przykładzie  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  i  $\text{NaHCO}_3$ .

Prawidłowe wykonanie będzie wymagało znalezienia odpowiedzi na pytania:

- Jaki wskaźnik/wskaźniki należy zastosować w każdym przypadku?
- Jaka będzie wiarygodność naszego pomiaru jeżeli wskaźnik dobierzemy nieprawidłowo (punkt końcowy, a punkt równoważnikowy)?

Do doświadczeń zostaną wykorzystane wskaźniki przygotowane jak niżej:

1. fenoloftaleina 1 % (1 g substancji należy rozpuścić w 60 ml etanolu i dopełnić wodą destylowaną do 100 ml)
2. błękit bromotymolowy 0,1 % (0,1 g wskaźnika rozpuścić w 20 ml etanolu i dopełnić wodą do 100 ml)
3. czerwien metylowa 0,2 % w 90 % etanolu (0,2 g wskaźnika rozpuścić w 90 ml etanolu i dopełnić wodą do 100 ml)
4. oranż metylowy 0,1 % w wodzie (0,1 g wskaźnika rozpuścić w 100 ml wody).

Tematy, które można poruszyć i rozwinąć na kanwie powyższego tekstu:

- Svante Arrhenius
  - o dysocjacja elektrolityczna
  - o teoria kwasów i zasad
  - o efekt energetyczny reakcji zubożniania
  - o można także wspomnieć o innych dokonaniach Arrheniusa: energii aktywacji,  $\text{CO}_2$  i efekcie cieplarnianym, teorii panspermii
- Soren Sorensen i skala pH, a rola jonu hydronowego w biologii

- Teoria kwasów i zasad Bronsteda-Lowry'ego - rozwinąć dla bardziej nietypowych przypadków (np. jon  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  to kwas, czy zasada? A może jedno i drugie?)
- Prawo równowagi chemicznej w odniesieniu do roztworów
- Typy reakcji chemicznych (ogólnie)
- Hydroliza (z punktu widzenia ucznia i teorii kwasów i zasad Bronsteda-Lowry'ego jest niewątpliwie warta szerszego omówienia, chociaż tutaj została praktycznie pominięta)
- Wskaźniki naturalne! (czerwona kapusta, herbata, lakmus, buraki, wyciągi z płatków kwiatów) itd. Ten aspekt daje uczniom bardzo szerokie pole do działania.

Pomocne mogą być strony internetowe dotyczące m.in. naturalnych wskaźników alkacymetrycznych oraz ich samodzielnego przygotowania [6].

## SKROBIA

Skrobia, poza wieloma wielkotonażowymi zastosowaniami przemysłowymi znalazła jedno, gdzie używana jest w bardzo niewielkich ilościach. To zastosowanie w chemii, a konkretnie w metodzie analitycznej znanej jako jodometria, w dwóch jej wersjach:

1. badaną próbkę miareczkuje się (i utlenia) jodem - stosowana do oznaczeń reduktorów takich jak  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,
2. badaną próbkę redukuje się nadmiarem jodku i powstały jod miareczkuje się tiosiarczanem sodu  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  - stosowana do oznaczeń utleniaczy takich jak  $\text{BrO}_3^-$ ,  $\text{IO}_3^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Ce}^{4+}$ , nadtlenki organiczne.
3. W obydwu wersjach, dzięki tworzeniu intensywnie zabarwionego, ciemnoniebieskiego kompleksu z jodem, skrobia jest wskaźnikiem umożliwiającym bardzo precyzyjne określenie punktu końcowego miareczkowania. Na kolor ten barwi się w obecności jodu i jonów jodkowych tylko jeden ze składników skrobi - amyloza. Przyczyną jest specyficzna heliakalna budowa amylozy tworzącej kompleks z jonami polijodkowymi, głównie  $\text{I}_3^-$  i  $\text{I}_5^-$  [7]. Standardowy roztwór skrobi można np. przygotować przez wymieszanie 0,2 g skrobi tzw. rozpuszczalnej z 20 ml zimnej wody i wlanie zawiesiny do 80 ml wody wrzącej, mieszając.

Użyteczność jodu w chemii analitycznej odkrył już w roku 1826 francuski profesor chemii z Rouen, Houton de la Billardiere (1775-1834). Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) opublikował w roku 1853 artykuł, w którym opisał oznaczanie ponad 20 pierwiastków z użyciem jodu jako reagenta. W tym samym roku Karl Leonhard Heinrich Schwarz (1824-1890) dokonał wielkiego postępu w jodometrii zalecając tiosiarczan sodu do miareczkowania jodu. Pomimo dużej przydatności, niektórzy chemicy jodometrii wcale nie ufali - Berzelius nigdy jej nie zastosował, a Fresenius wręcz odradzał jej użycie w przypadku ważnych analiz! [8]

Łatwość, z jaką amyloza tworzy kompleks z jodem w obecności jodków, można wykorzystać do oznaczania jej w skrobi różnego pochodzenia - zbożowej, z ziemniaków, kukurydzy, ryżu, grochu i innych produktów roślinnych. Zależnie od pochodzenia zawartość amylozy i amylopektyny w skrobi jest różna. Na przykład tzw. ryż czy kukurydza woskowa w ogóle amylozy nie zawierają. Regułą jest, że im bardziej ziarna ryżu są kleiste po ugotowaniu tym bardziej są bogate w amylopektynę, której rozgałęziona struktura łatwiej chłonie wodę.

Można zademonstrować obecność amylozy w wielu dobrze znanych produktach opartych na skrobi - różnych gatunkach makaronów, kasz itp. i wykazać, że takie cukry jak glukoza, fruktoza, sacharoza czy polocukier celuloza tej reakcji nie wykazują. Wystarczy do tego prosty wskaźnik, znany jako płyn Lugola (Jean G.A. Lugol, 1786-1851), który można łatwo przygotować (uwaga - różne źródła podają różne ilości) przez rozpuszczenie 2 g jodku potasu i 1.3 g jodu w 100 ml wody [9]. Próbkę do badań - na przykład makaron - gotuje się w wodzie, sączy i do otrzymanego roztworu (amyloza jest rozpuszczalna w wodzie) dodaje wskaźnik. Pojawiające się niebieskie zabarwienie kompleksu świadczy o obecności amylozy.

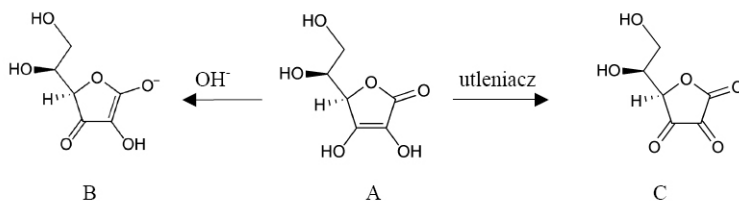
Bardzo dokładny, chociaż prosty i łatwy do powtórzenia sposób analizy na zawartość amylozy w skrobi kukurydzianej można znaleźć w cytowanej pozycji [10], będącej kompletną instrukcją analityczną. Jedynym wymaganiem jest posiadanie bardzo prostego spektrofotometru działającego w zakresie światła widzialnego.

Można zaproponować serię doświadczeń polegających na hydrolizie próbki skrobi (przez dodatek mocnego kwasu lub enzymatycznie) z jakościowymi próbami na zawartość amylozy prowadzonymi w trakcie tej hydrolizy i wykorzystującymi fakt, że produkty hydrolizy, dekstryny i cukry maltoza i glukoza takiej reakcji barwnej nie dają. Można to zresztą samodzielnie sprawdzić dla łatwo dostępnej glukozy.

Innym, szczególnie dogodnym (język polski) źródłem informacji, w tym głównie szczegółowych opisów łatwych do przeprowadzenia eksperymentów związanych z polisacharydami, jest opracowanie pochodzące z Akademii Rolniczej w Szczecinie [11].

Oczywiście, zastosowanie wskaźnika jodowego ( $I_2 + KI$ ) nie ogranicza się tylko do wykrywania amylozy. Powstający bowiem kompleks sam może być zastosowany jako reagent i jednocześnie czuły wskaźnik. Można tu przytoczyć pouczające, ciekawe i przy tym przydatne doświadczenie związane z użyciem niebieskiego kompleksu jodu i skrobi (a właściwie zawartej w niej amylozy) do oceny zawartości witaminy C, na przykład w sokach z owoców cytrusowych.

Kwas askorbinowy (rys. A) jest optycznie czynnym kwasem organicznym (rys. B - forma soli), o właściwościach antyutleniających (rys. C - forma utleniona). Jego L-enancjomer jest powszechnie znany jako witamina C. Za jej badania przyznano dwie Nagrody Nobla. W tym samym 1937 roku otrzymali ją: z fizjologii i medycyny Albert Szent-Györgyi za odkrycie i wyodrębnienie witaminy C, a z chemii Walter Haworth za prace nad określeniem struktury związku.



Pouczające może być określenie jaka jest zawartość witaminy C w sokach od różnych producentów, przechowywanych w niewłaściwy sposób, przeterminowanych, pitych z metalowych naczyń, itp. Szczegółowy sposób wykonania z komentarzami można znaleźć w przytoczonej pozycji literaturowej [12].

Tematy, które można dyskutować przy okazji doświadczeń wymienionych wyżej:

- Polisacharydy i różnice w ich budowie
- Cukry proste
- Podstawy spektrofotometrii
- Jod i jodki - właściwości redoksowe
- Rola jodu w organizmach żywych
- Witamina C (symptomy braku) i inne witaminy
- Skąd się wzięła nazwa "witamina" ?
- Kazimierz Funk, twórca pojęcia witaminy
- Tadeusz Reichstein i synteza witaminy C
- Czynność optyczna, pojęcie enancjomerii
- E300-E304 dodatki do żywności, kwas askorbinowy i jego pochodne
- Witamina C (antyutleniacz) i reaktywne formy tlenu
- Linus Pauling (był gorącym zwolennikiem spożywania dużych (g) ilości wit. C)

i wiele innych ...

### Uwaga końcowa

Większość podanych pozycji bibliograficznych to odnośniki do stron internetowych (dostęp sprawdzony w dniu 30.04.2007). Jest to zamierzenie celowe. Pozycje książkowe, te bardziej ogólne, nie podają wystarczającej liczby szczegółów, bardziej szczegółowe (artykuły) są z kolei trudniej osiągalne. Do stron WWW ma dostęp dziś zarówno nauczyciel jak i uczeń, a przeglądanie ich nic nie kosztuje. Utrzymywane są przez lata i rzadko opatrzone zakazem jakiegokolwiek kopiowania. Można więc łatwo zebrać potrzebne materiały. Własne doświadczenia też można udostępnić innym!



## LITERATURA

1. Czerwiński A., Czerwińska A., Jelińska-Kazimierczuk M., Kuśmierczyk K., *Chemia 1, Poradnik dla nauczyciela i program nauczania w liceum ogólnokształcącym, liceum profilowanym i technikum*, WSiP, 2002, s. 9, 118.
2. Becker B., *Zobaczyć i zrozumieć w: Konferencja Eksperyment w nauczaniu chemii*, Gdańsk, 1.06.2006, Materiały s. 15.
3. [http://nobelprize.org/nobel\\_prizes/chemistry/laureates/1903/index.html](http://nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1903/index.html) (28.04.2007)
4. <http://www.geocities.com/bioelectrochemistry/sorensen.htm> (28.04.2007)
5. Sorensen S.P.L., C. R. Trav. Lab. Carlsberg, 8, 1 (1909)
6. <http://www.chemistryland.com/CHM107Lab/Lab1/Lab1PreparingCabbageExtract.htm>  
<http://chemistry.about.com/library/weekly/aa012803a.htm>  
[http://www.uniregensburg.de/Fakultaeten/nat\\_Fak\\_IV/Organische\\_Chemie/Didaktik/Keuch/p26\\_anth-e.htm](http://www.uniregensburg.de/Fakultaeten/nat_Fak_IV/Organische_Chemie/Didaktik/Keuch/p26_anth-e.htm)  
<http://www.chemgeo.uni-hd.de/AC/huttner/heinze/katja/seminar/bluetenfarbstoffe.pdf>
7. patrz B. Becker, A. Kropidłowska, "Czy można z chemii trudnej i nudnej zrobić chemię łatwą i ciekawą?", Materiały tej konferencji
8. <http://www.cstl.nist.gov/acd/839.01/beckhist.pdf>, Charles M. Beck II, A Brief History of Inorganic Classical Analysis
9. [http://www.uniregensburg.de/Fakultaeten/nat\\_Fak\\_IV/Organische\\_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Starch-e.htm](http://www.uniregensburg.de/Fakultaeten/nat_Fak_IV/Organische_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Starch-e.htm)
10. Oznaczanie zawartości amylozy w skrobi kukurydzianej; Corn Refiners Association, USA. <http://www.corn.org/methods/B-26.pdf>
11. <http://www.zoib.tz.ar.szczecin.pl/cwiczenie%202%20-%20sacharydy.pdf>  
A. Bartkowiak "Wyodrębnianie, badanie właściwości i analiza jakościowa sacharydów"
12. <http://www.accessexcellence.org/AE/ATG/data/released/0490-MaryColvard/index.html> i strony skojarzone