

ĆWICZENIE 4: OZNACZANIE PODSTAWOWYCH PARAMETRÓW FIZYKOCHEMICZNYCH RÓŻNYCH RODZAJÓW WÓD NATURALNYCH

CEL ĆWICZENIA: Celem ćwiczenia jest wykonanie oznaczeń podstawowych parametrów fizykochemicznych: odczynu pH, przewodnictwa, twardości ogólnej, stężenia chlorków dla trzech rodzajów wód – wody kranowej, powierzchniowej z rzeki oraz wody morskiej.

CZĘŚĆ TEORETYCZNA

Wody występujące w przyrodzie pokrywają prawie $\frac{3}{4}$ powierzchni Ziemi, przy czym 97% stanowią morza i oceany, około 2% to wody lodowcowe, resztę zaś stanowią wody głębinowe, jeziora i rzeki.

Wody naturalne można podzielić na cztery rodzaje:

- a) morskie – wody słone,
- b) powierzchniowe – wody słodkie – rzeki i jeziora,
- c) podziemne – zaskórne, gruntowe, głębinowe,
- d) opadowe – powstające w górnych warstwach atmosfery z wody odparowanej, która spada z powrotem na ziemię w postaci deszczu, śniegu, gradu czy rosy.

Woda w przyrodzie nie występuje w stanie czystym i zazwyczaj mówimy o jej różnym stopniu zanieczyszczenia. Wynika to z tego, że woda jest najbardziej popularnym na Ziemi nieorganicznym rozpuszczalnikiem dla przeróżnych substancji zarówno stałych, ciekłych jak i gazowych.

Woda, w zależności od miejsca występowania, wykazuje różne stopnie zasolenia, kwasowości. Najmniejsze zasolenie i znacząca kwasowość jest charakterystyczna dla wód opadowych, których skład zależy od składu atmosfery, przez którą przechodzą. Zawierają liczne substancje rozpuszczone jak gazy O_2 , N_2 , CO_2 , a także substancje nierozpuszczone jak sadza, mikroorganizmy, pyły. Natomiast wody morskie są silnie zasolone dzięki obecności dużej ilości jonów takich jak Br^- , I^- , HCO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} czy Ca^{2+} . Zasolenie wód morskich i oceanicznych wynosi do 3,5 %, gdzie 2,7 % zasolenia związane jest obecnością NaCl. Dla Bałtyku zasolenie wynosi 1,1 % (0,8 % od NaCl). Wody gruntowe i podziemne zanieczyszczone są składnikami gleby, z którą się kontaktują i zawierają z reguły sole wapnia, magnezu, żelaza, glinu i sole amonowe, oraz jony wodorowęglanowe HCO_3^- , chlorkowe Cl^- , siarczanowe SO_4^{2-} . Dodatkowo wody podziemne zawierają nawet w dużych ilościach rozpuszczony ditlenek węgla CO_2 , którego stężenie zależy od miejsca pochodzenia danej wody, temperatury, profilu głębokościowego.

Wody powierzchniowe są to wody spływające po powierzchni ziemi i gromadzące się w naturalnych zbiornikach. Z tego też powodu woda ta ma zmienny w szerokim zakresie skład, który uzależniony jest m.in. od czasu kontaktu z daną glebą, pory roku, odprowadzanych zanieczyszczeń, a także samych procesów biochemicznych związanych z rozwojem organizmów żywych, w wyniku których powstaje m.in. amoniak czy siarkowodor H_2S . Te parametry wpływają również na barwę wody, jej mętność (obecność naturalnej materii organicznej), jak i na ilość rozpuszczonego tlenu.

Tak jak w przypadku wszystkich substancji, tak i w przypadku wody można opisać jej właściwości fizyczne i chemiczne. Wśród właściwości fizycznych można wymienić barwę, mętność, napięcie powierzchniowe, zapach, przewodność. Właściwości wody takie jak duża pojemność cieplna i temperaturowa powodują, że jest to środowisko sprzyjające rozwojowi zarówno fauny jak i flory, której rozwój również ma wpływ na skład wody, a przez to na jej charakterystykę fizykochemiczną.

Wśród właściwości chemicznych można wymienić odczyn pH, zasadowość, kwasowość, twardość ogólną, zawartość jonów soli nieorganicznych takich jak fosforany, azotany, chlorki, siarczany(VI), Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} czy Al^{3+} . Poniżej zostaną pokrótce opisane parametry fizykochemiczne, które będą podstawą części doświadczalnej ćwiczenia.

pH

pH jest bardzo ważnym pojęciem chemicznym, które umożliwia wyjaśnienie wielu procesów chemicznych i biochemicznych zachodzących w środowisku naturalnym. Tradycyjnie pH definiuje się jako ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorowych (bądź hydroniowych [H_3O^+]):

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

pH czystej wody wynosi 7 i ma odczyn obojętny. Wody o $\text{pH} < 7$ mają odczyn kwaśny, ponieważ stężenie jonów H^+ jest większe od stężenia jonów OH^- . Wody o $\text{pH} > 7$ wykazują odczyn zasadowy, ponieważ stężenie jonów wodorotlenowych w nich obecnych jest wyższe niż jonów wodorowych H^+ . Wody naturalne mogą wykazywać pH w zakresie 4 – 8,5 ale większość z nich wykazuje pH mieszczące się w zakresie 6-8,5 czyli lekko kwaśne lub lekko zasadowe i zależy od substancji w nich rozpuszczonych, a dokładniej mówiąc od ich zdolności do dysocjacji i hydrolizy. Dodatkowo, w wodach naturalnych zachodzi szereg reakcji mających wpływ na wartość pH. Wśród tych reakcji można wymienić reakcje typu kwas – zasada, utlenianie – redukcja, reakcje kompleksowania, adsorpcji i desorpcji, a także wytrącania. Zasadniczo pH wód zależy od stężenia jonów wodorowęglanowych, a także obecnych w nich estrów kwasów krzemowych, czy też kwasu siarkowodorowego H_2S . Dodatkowo, w wodach naturalnych mogą występować substancje humusowe, które w znacznym stopniu wpływają na dysocjację kwasów organicznych.

Wartości pH niższe są charakterystyczne dla wód podziemnych o wysokim zmineralizowaniu, a także dla wód kopalnianych i błotnistych, zaś wartości pH wyższe są charakterystyczne dla wód w stawach, w których ustala się równowaga zawartości rozpuszczonego dwutlenku węgla w formie wodorowęglanów i węglanów. Odczyn pH jest też ważnym wskaźnikiem zawartości amoniaku i azotanów.

TWARDOŚĆ OGÓLNA WODY

Przyczyną twardości wody są rozpuszczone w niej nieorganiczne związki wapnia, żelaza, magnezu i glinu. Wody naturalne wykazują zdecydowanie wyższe stężenie jonów wapnia i magnezu w porównaniu do pozostałych pierwiastków i występują one w tych wodach przeważnie w postaci wodorowęglanów $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, siarczanów, chlorków, azotanów i innych anionów. Co więcej, zawartość jonów wapnia jest większa od stężenia jonów magnezu.

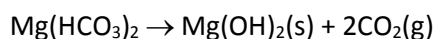
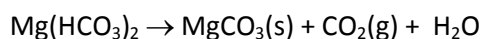
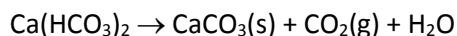
Twardość wody określana jest pojęciem twardości ogólnej i jest sumą twardości węglanowej (T_{wW}) i twardości niewęglanowej (T_{wN}). Twardość węglanowa spowodowana jest obecnością wodorowęglanów $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ i $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, zaś twardość niewęglanowa spowodowana jest obecnością soli CaSO_4 , MgCl_2 , CaCl_2 , MgSiO_3 i CaSiO_3 .

Twardość wody jest mierzona w stopniach niemieckich ($^\circ\text{dH}$) i 1°N oznacza 10,00 mg CaO w 1 dm³ wody oraz 17,86 mg CaCO_3 w 1 dm³ wody. Typowa twardość wody kranowej wynosi ok. 10 $^\circ\text{N}$.

Twardość wody wyraża się 6-stopniową skalą twardości:

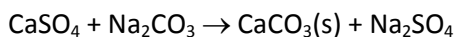
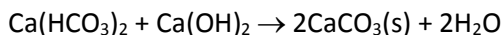
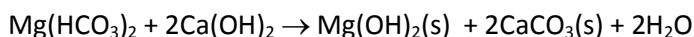
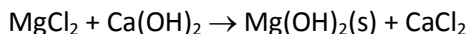
woda	stopnie twardości	mg CaO/dm ³
bardzo miękka	0-5	0-50
miękka	5-10	50-100
o średniej twardości	10-15	100-150
o znacznej twardości	15-20	150-200
twarda	20-30	200-300
bardzo twarda	powyżej 30	powyżej 300

Wodorowęglany wapnia i magnezu są nietrwałe, można je wyeliminować z wody podczas jej gotowania, co prowadzi do powstania trudno rozpuszczalnych węglanów wapnia i magnezu, a także wodorotlenku magnezu:

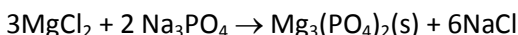
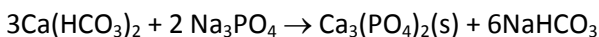


Woda twarda tworzy z mydłem sodowym lub potasowym nierozpuszczalne sole, co objawia się brakiem pienienia się mydła. Usunięcie twardości nieprzemijającej wymaga zastosowania dodatkowych związków, tak zwanych zmiękczaczy wody. Wśród znanych sposobów chemicznego zmiękczenia wody (usuwania twardości nieprzemijającej) można wymienić:

- a) zastosowanie mleka wapiennego, a następnie węglanu sodu (wodorowęglanem sodu na gorąco):



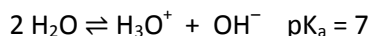
- b) zastosowanie ortofosforanu(V) sodu Na_3PO_4 albo polifosforanów



- c) zastosowanie wymiennicza jonowego zdolnego do wymiany kationów (kationit) bądź anionów (anionit)

PRZEWODNICTWO ELEKTRYCZNE (przewodnictwo właściwe, przewodność elektryczna właściwa)

Przewodnictwo elektrolityczne roztworu wodnego jest to zdolność do przewodzenia prądu elektrycznego. Prąd elektryczny jest przenoszony w roztworze przez ruchliwe jony, dlatego też zdolność przewodnictwa zależy od obecnych w wodzie jonów, ich stężenia, ale też od temperatury i pH. Przewodność właściwa czystej wody wynosi 0,038 $\mu\text{S}/\text{cm}$ w 18 °C. Oznacza to, że chemicznie czysta woda jest bardzo słabym przewodnikiem prądu, co można tłumaczyć małym stopniem jej dysocjacji:



Przewodność właściwa jest odwrotnością oporu elektrycznego słupa cieczy o grubości 1 cm i przekroju 1 cm^2 i wyrażona jest wzorem:

$$\kappa = \frac{1}{\rho}$$

gdzie κ - konduktywność elektryczna [$\Omega^{-1}\text{m}^{-1}$],

ρ - rezystywność [$\Omega\cdot\text{m}$]

Jednostką miary przewodności jest siemens S, który jest odwrotnością oma Ω . Zatem przewodność właściwą podaje się w jednostkach [$\mu\text{S}/\text{cm}$].

Wartości przewodności właściwej wynoszą odpowiednio:

- 0,5-2 $\mu\text{S}/\text{cm}$ – dla czystej (destylowanej) wody,
- w zakresie 50-1000 $\mu\text{S}/\text{cm}$ – dla wód powierzchniowych,
- nawet do kilku tysięcy $\mu\text{S}/\text{cm}$ – dla ścieków.

Pomiar konduktywności wykonuje się najczęściej w temperaturze 293 K (20°C), ponieważ jej wartości zależą od temperatury pomiaru i z każdym stopniem zmieniają się o 2%. Jeżeli pomiar wykonuje się w innej niż 293 K temperaturze, wówczas stosuje się przelicznik:

$$\kappa_T = \kappa_{293} [1 + \alpha(T-293)]$$

gdzie: κ_T - wartości konduktywności w temperaturze T

κ_{293} - wartości konduktywności w temperaturze 293 K,

T - temperatura pomiaru w skali bezwzględnej,

α - tzw. *temperaturowy współczynnik oporności*, który wykazuje różne wartości dla różnych temperatur i określany doświadczalnie.

Przewodnictwo elektrolityczne w wodach naturalnych silnie zależy od obecnych w wodach związków nieorganicznych, które dysocjują w większym stopniu niż związki organiczne. Dlatego też pomiar przewodnictwa wód naturalnych jest zarazem dobrym narzędziem dostarczającym informacji na temat stopnia zanieczyszczenia badanych wód. Należy jednak pamiętać, że obecność w badanej wodzie substancji powierzchniowo czynnych jak oleje, tłuszcze, smoły może powodować zafałszowanie uzyskanych wyników z powodu zanieczyszczenia samej elektrody aparatu pomiarowego.

Przewodność roztworu wodnego mierzy się za pomocą sondy i miernika. Napięcie jest przykładane pomiędzy dwa czujniki konduktywności w sondach zanurzonych w badanej próbce wody, a spadek napięcia spowodowany przez opór wody jest podstawą do obliczenia przewodnictwa na cm. Klasyczny zestaw do pomiaru przewodności posiada naczynko konduktometryczne zawierające dwie elektrody, które mają kontakt z analizowanym roztworem oraz konduktometru – elektronicznego miernika przewodności.

OBECNOŚĆ CHLORKÓW

Jony chlorkowe obecne są we wszystkich rodzajach wód występujących w przyrodzie. Przenikają one do wód z gleby, naturalnych źródeł minerałów, pochodzą też ze ścieków i odpadów pochodzenia zwierzęcego. Za słony smak wody odpowiadają różne sole występujące w wodzie, najczęściej zależy on jednak od obecnego w niej chlorku sodu NaCl w różnych stężeniach. Wysokie stężenie jonów chlorkowych powoduje wzrost korozyjności wody, a stężenie chlorków powyżej 250 mg/L uznawane jest za szkodliwe dla roślin. Zgodnie z zaleceniami sanitarno-epidemiologicznymi, zawartość chlorków pochodzenia naturalnego w wodzie do picia nie może przekraczać 250 mg/L, zaś obecność chlorków

innego pochodzenia niż naturalnego wykluczają daną wodę z użytku. Źródło zanieczyszczeń wody chlorkami to procesy przemysłowe, które stosują kwas solny, np. przemysł włókienniczy, produkcja barwników, środków leczniczych, galwanotechnika, produkcja glukozy. Chlor Cl_2 , a także jego związki (podchloryny, dwutlenek chloru) są również źródłem zanieczyszczeń, ponieważ są szeroko stosowane do produkcji środków bakterio- i grzybobójczych, oraz w procesach uzdatniania wody, wcześniej oczyszczonej w procesach fizycznych i chemicznych.

CZĘŚĆ DOŚWIADCZALNA

1. POMIAR pH WODY

Najczęściej spotykane pH-metry posiadają dwie elektrody: wzorcową, która jest zanurzona w roztworze o znanym pH i pomiarową, której potencjał zależy od badanego roztworu. Są one zintegrowane w jednej szklanej sondzie. Rolę półogniwa pełni elektroda chlorosrebrowa umieszczona w nasyconym roztworze KCl. Działanie typowych pH-metrów oparte jest na pomiarze napięcia między tymi dwoma elektrodami, które jest proporcjonalne do różnicy pH pomiędzy dwoma roztworami. Należy pamiętać, że temperatura ma istotny wpływ na wynik pomiaru, oraz że należy usunąć z badanej próbki substancje oleiste, czy też smary, które mogą osadzać się na elektrodzie pH-metru, a przez to zakłócać jej pracę. **WAŻNE:** należy zachować szczególną ostrożność podczas pracy z pH-metrem, ponieważ elektrody miernika są bardzo delikatnymi elementami.

SPRZĘT LABORATORYJNY

1. pH-metr
2. lejek
3. zlewka
4. mieszadło magnetyczne z mieszadełkiem
5. tryskawka plastikowa z wodą destylowaną

PROCEDURA

1. Na początku należy wykalibrować pH-metr stosując roztwory buforowe do kalibracji
2. Następnie umieść badany roztwór w zlewce i zanurz w nim wykalibrowany i osuszony wcześniej pH-metr.
3. Poczekaj, aż wartość pH ustabilizuje się, następnie zanotuj wynik.
4. Wyjmij pH-metr z badanego roztworu, opłucz elektrody wodą destylowaną i osusz je bardzo delikatnie za pomocą bibuły.
5. Powtórz pomiar.

TABELA WYNIKÓW:

Badana próbka		temperatura próbki (°C)	pH
Woda morska	1		
	2		
Woda kranowa	1		
	2		
Woda słodka	1		
	2		
	2		

2. POMIAR PRZEWODNOŚCI ELEKTRYCZNEJ

Przewodność właściwa roztworu w dużym stopniu zależy od temperatury, w związku z tym konieczne jest, aby kalibracja przyrządu została przeprowadzona w temperaturze, w której będzie przeprowadzony pomiar przewodności dla badanej próbki.

SPRZĘT LABORATORYJNY

1. konduktometr z czujnikami konduktometrycznymi
2. lejek
3. zlewka
4. cylinder
5. mieszadło magnetyczne z mieszadełkiem
6. tryskawka plastikowa z wodą destylowaną

ODCZYNNIKI

1. roztwór 0,1 N KCl
2. woda destylowana

PROCEDURA

1. Kalibracja konduktometru:
 - a) umieść w zlewce 20 mL 0,1 N roztworu KCl, ustaw zlewkę na mieszadle magnetycznym, a w niej mieszadło magnetyczne,
 - b) zanurz w roztworze czujniki konduktometryczne i posługując się odpowiednimi przyciskami na konduktometrze ustaw odpowiednią wartość przewodności (14,12 $\mu\text{S/cm}$). Po uzyskaniu tej wartości sprzęt jest gotowy do pomiaru.
2. Pomiar analizowanej próbki:
 - a) opłucz czujniki konduktometryczne za pomocą wody destylowanej i delikatnie osusz je za pomocą bibuły,
 - b) odmierz 200 mL badanej próbki do zlewki z mieszadełkiem magnetycznym, umieść zlewkę na mieszadle magnetycznym,

- c) zanurz w badanej próbce czujniki konduktometryczne,
- d) poczekaj, aż wartość przewodności ustabilizuje się, następnie zanotuj wynik.

TABELA WYNIKÓW:

Badana próbka		temperatura próbki (°C)	przewodność właściwa [μS/cm]
Woda morska	1		
	2		
Woda kranowa	1		
	2		
Woda słodka	1		
	2		
	2		

3. OZNACZANIE CHLORKÓW**SPRZĘT LABORATORYJNY:**

1. biureta
2. kolba stożkowa
3. lejek
4. zlewka
5. cylinder
6. tryskawka z wodą destylowaną

ODCZYNNIKI:

1. 0,0282 N roztwór azotanu(V) srebra AgNO_3
2. stały chromian(VI) potasu K_2CrO_4
3. wzorcowy roztwór chlorku sodu NaCl o stężeniu 0,1 N

PROCEDURA:

1. Napełnij biuretę tym samym roztworem azotanu srebra i wyrównaj poziom cieczy do zera.
2. Odmierz 20 mL badanej próbki i umieść ją w kolbce stożkowej.
3. Dodaj 1 mL wskaźnika chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 – badany roztwór zabarwi się na jasno żółty kolor.
4. Miareczkuj badaną próbkę roztworem azotanu(V) srebra AgNO_3 do momentu, aż kolor roztworu zmieni się z jasno-żółtego na ceglasto czerwony. Wówczas należy zakończyć miareczkowanie.
5. Zapisz objętość zużytego roztworu AgNO_3 jako V_1 .
6. Powtórz pomiar.

Miareczkowanie próby kontrolnej

1. Odmierz 20 mL wody destylowanej i umieść ją w kolbce stożkowej.
2. Dodaj 1 mL roztworu wskaźnika chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 - roztwór przyjmie barwę jasno żółtą.
3. Miareczkuj roztwór w kolbce za pomocą roztworu $AgNO_3$ do momentu, aż miareczkowany roztwór zmieni barwę na ceglasto-czerwoną, co automatycznie jest punktem końcowym miareczkowania. W przypadku miareczkowania próby kontrolnej punkt końcowy miareczkowania powinien być osiągnięty już po użyciu kilku kropel roztworu $AgNO_3$.
4. Zanotuj uzyskany wynik jako V_2 .

OBLICZENIA:

Całkowita ilość jonów chlorkowych Cl^- w badanej próbce wody jest obliczana ze wzoru:

$$Cl^- = \frac{(V_1 - V_2) \cdot K \cdot 35,45 \cdot 1000}{V} [mg / dm^3]$$

gdzie:

V_1 – objętość roztworu $AgNO_3$ zużyta na zmiareczkowanie badanej próbki [ml],

V_2 – objętość roztworu $AgNO_3$ zużyta na zmiareczkowanie próbki kontrolnej [ml],

K – miano roztworu $AgNO_3$ (0,0282 N)

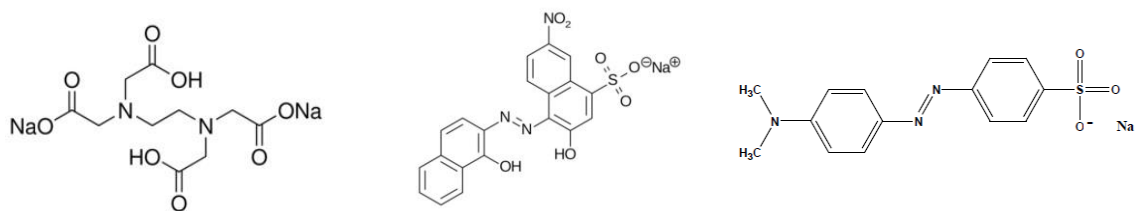
V – objętość próbki użytej do miareczkowania [ml]

TABELA WYNIKÓW:

Badana próbka		Objętość próbki (mL)	Odczyt z biurety (mL)		Objętość roztworu $AgNO_3$
			Wartość początkowa	Wartość końcowa	
Woda morska	1				
	2				
Woda kranowa	1				
	2				
Woda słodka	1				
	2				
Próbka kontrolna	1				
	2				

4. OZNACZANIE TWARDOŚCI OGÓLNEJ METODĄ WERSENIANOWĄ

Oznaczanie twardości ogólnej wody wykonuje się metodą miareczkowania HCl wobec oranżu metylowego i wersenianu sodu wobec czerni erichromowej (rysunek poniżej).



Rysunek 1. Wzór wersenianu sodu (po lewej), czerni erichromowej T (po środku) i oranżu metylowego (po prawej)

Obecne w wodzie jony Ca^{2+} i Mg^{2+} tworzą związki kompleksowe zarówno z wersenianem jak i czernią erichromową T, przy czym kompleksy z czernią wykazują większą trwałość i mają barwę pomarańczowo-czerwoną przy pH powyżej 11, lub niebieską przy pH mieszczącym się w zakresie 7-11. Po związaniu wszystkich jonów wapnia i magnezu przez wersenian stopniowe dodawanie kwasu HCl powoduje, że wskaźnik zaczyna być uwalniany, a barwa roztworu zmienia się z czerwonej na niebieską. Zmiana zabarwienia miareczkowanego roztworu jest wyraźna jedynie w obecności dostatecznej ilości jonów magnezowych.

SPRZĘT LABORATORYJNY:

1. biureta
2. kolbka stożkowa
3. cylinder
4. lejek
5. zlewka
6. tryskawka z wodą destylowaną

ODCZYNNIKI:

1. 0,02N roztwór EDTA
2. czerń erichromowa T
3. bufor amonowy

PROCEDURA:

1. Na samym początku napełnij biuretę roztworem 0,02 N EDTA i wyrównaj poziom cieczy do zera.
2. Odmierz 20 mL klarownej wody przeznaczonej do zbadania i umieść ją w czystej kolbce stożkowej.
3. Dodaj 2 mL buforu amonowego do kolbki zawierającej badaną próbkę wody i sprawdź pH uzyskanego roztworu. Wartość pH roztworu powinna mieścić się w zakresie 9-10.
4. Następnie dodaj kilka kryształów wskaźnika czerni erichromowej T do kolbki z badanym roztworem. Powinna nastąpić zmiana zabarwienia roztworu na kolor winno czerwony.
5. Po dodaniu wskaźnika należy natychmiast rozpocząć miareczkowanie 0,02 N roztworem EDTA aż do zmiany zabarwienia z czerwonego na niebieski. Przy samym końcu

miareczkowania roztwór wersenianu należy dodawać bardzo ostrożnie i powoli i mieszając energicznie kolbką, aby stężenie wersenianu było wyrównane w miarę możliwości w całej objętości badanego roztworu.

6. Gdy po 2-3 minutach badana mieszanina nie będzie zmieniać zabarwienia wówczas można zakończyć wkraplanie.
7. Zapisz objętość roztworu EDTA zużytego na zmiareczkowanie badanej próbki
8. Oznaczenie należy powtórzyć dla badanej próbki wody.

OBLICZENIA:

Twardość ogólną badanej próbki wody ($^{\circ}dH$) oblicza się według wzoru podanego poniżej i podaje się w mg $CaCO_3/dm^3$:

$$^{\circ}dH = \frac{a \cdot N \cdot 50 \cdot 1000}{V}$$

gdzie a - objętość 0,02 M roztworu wersenianu dwusodowego zużytego do miareczkowania [ml],

N – miano wersenianu dwusodowego EDTA (0,02 N)

V – objętość próbki wody wziętej do oznaczenia [ml]

TABELA WYNIKÓW:

Badana próbka		Objętość próbki (mL)	Odczyt z biurety (mL)		Objętość roztworu EDTA (mL)
			Wartość początkowa	Wartość końcowa	
Woda morska	1				
	2				
Woda kranowa	1				
	2				
Woda słodka	1				
	2				
Próbka kontrolna	1				
	2				

ĆWICZENIE 4: OZNACZANIE PODSTAWOWYCH PARAMETRÓW FIZYKOCHEMICZNYCH RÓŻNYCH RODZAJÓW WÓD NATURALNYCH

ZESTAWIENIE WYNIKÓW POMIARÓW

IMIĘ I NAZWISKO STUDENTA	PUNKTY		
	SPRAWDZIAN	SPRAWOZDANIE	SUMA

Sprawozdanie z ćwiczenia powinno zawierać:

1. Wszystkie uzyskane wyniki i obliczenia zapisane w uporządkowany i czytelny sposób. W tym celu można użyć tabelę umieszczoną poniżej jak i taele zamieszczone w części doświadczalnej instrukcji.
2. Interpretację i dyskusję uzyskanych wyników

Wyniki uzyskane z badania właściwości fizykochemicznych trzech próbek wód należy przedstawić w poniższej tabeli, a następnie przeprowadzić dyskusję wyników.

	WODA MORSKA	WODA SŁODKA	WODA KRANOWA
Odczyn wody pH			
Przewodnictwo [$\mu\text{S}/\text{cm}$]			
Twardość ogólna [$\text{mg CaCO}_3/\text{dm}^3$]			
Chlorki [mg/dm^3]			

WNIOSKI: