

POTENCJOMETRIA

Należy do jednej z najstarszych metod instrumentalnych, ale nadal stosowanych oraz w ostatnich latach, szczególnie rozwinęła się w kierunku szerszego zastosowania ze względu na szybki rozwój nowego rodzaju typu elektrod jonoselektywnych.

- **Definicja** – potencjometria bada różnicę potencjałów elektrochemicznych między elektrodami zanurzonymi w analizowanym rozworze. Potencjometria może być: bezpośrednia i porównawcza. Podstawą potencjometrii jest pomiar siły elektromotorycznej. Rodzajem potencjometrii jest pehametria, która dotyczy pomiaru jonów H^+ (dokładniej pH, który jest $-\log [a_{H^+}]$). Znajomość pH ma zasadnicze znaczenie dla wielu procesów biologicznych, chemicznych oraz w przemyśle farmaceutycznym i kosmetycznym.

- Pehametria dzieli się na:
- - pehametrię bezpośrednią niewymagającą buforów, a do pomiarów wykorzystywane są elektrody: wodorowa, chinhydrynowa, antymonowa;
- - pehametrię porównawczą, która odbywa się z udziałem dwóch elektrod: jedna jest wskaźnikowa, a druga odniesienia. Metoda ta bezwzględnie wymaga stosowania przed pomiarami kalibracji roztworami buforów (te same wymogi dotyczą całej potencjometrii nie bezpośredniej).
- Elektrode stanowi przewodnik metalowy zanurzony do roztworu elektrolitu (półogniwo), w przypadku metalu o największej aktywności, przewodnik ładuje się ujemnie, a elektrolit stykający się z metalem ładuje się dodatnio. Metale mało aktywne (półszlachetne i szlachetne) mają ładunek dodatni, a elektrolit bezpośrednio stykający się z przewodnikiem ładuje się ujemnie.

- Istotnym elementem przewodnictwa jest prężność roztwórcza, która wiąże się bezpośrednio z istnieniem pojęcia podwójnej warstwy elektrycznej na granicy faz:

metal – roztwór.

- $Me^0 = Me^{n+} + ne^-$

- Prąd elektryczny płynie wymiennie w obu kierunkach przez granice faz:

metal – roztwór aż do stanu równowagi. Wtedy elektroda wykazuje określony potencjał względem roztworu.

Wartość potencjału ustalającego się na granicy faz:

metal – roztwór elektrolitu zależy od właściwości metalu elektrodowego, aktywności elektrolitu i temperatury.

-
- $W = -n \cdot F \cdot SEM$
- W – oznacza pracę; n – oznacza liczbę elektronów wymiany między anodą a katodą;
- F – 96500 C; SEM – oznacza siłę elektromotoryczną ogniwa

- Jednocześnie praca w ogniwie równa jest zmianie potencjału termodynamicznego określanego jako ΔG .
- $\Delta G = -n \cdot F \cdot SEM$
- Jeżeli dwie elektrody (jedna zbudowana z metalu I) i druga elektroda (metal II) zanurzone są w roztworze ich soli o aktywności równej 1, to SEM tego układu jest równa różnicy potencjałów elektrody zbudowanej z metalu I i elektrody zbudowanej z metalu II:
- $SEM = \Delta E = E_{Me I} - E_{Me II}$
-
-
- Ogólne równanie na potencjał jest określone równaniem Nernsta:

➤ $E = E_0 + RT/nF \ln a_{\text{oks}}/a_{\text{red}}$



➤ E – oznacza potencjał elektrody; E_0 – potencjał normalny elektrody; R – stałą gazową $8,314 \text{ [J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}]$; T – temperatura bezwzględna w stopniach K; F – stała Faradaya $9,685\cdot 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; n – liczba elektronów biorących udział w reakcji red-oks; a – aktywność oznaczanego jonu, która jest związana z jego stężeniem poprzez zależność $a = f\cdot c$ (f_j – oznacza współczynnik aktywności jonu). W roztworach bardzo rozcieńczonych aktywność jonu jest równa jego stężeniu, ponieważ $f=1$.

➤ Jeżeli w roztworze występuje więcej niż jeden jon elektroaktywny, lub substancje, które reagują z jonem głównym albo substancje, które ulegają elektrodowym reakcjom utleniania lub redukcji, to wartość potencjału obliczana jest z uwzględnieniem wszystkich czynników na niego wpływających. Taki potencjał nazywany jest potencjałem rzeczywistym (formalnym).

➤ Potencjały formalne układu red-oks wyznacza się metodą polarograficzną jako potencjały półfali $E_{1/11}$. Potencjał normalny wyznaczany jest dla danej elektrody w warunkach normalnych względnej normalnej elektrody wodorowej.

- Mechanizm powstawania potencjału tłumaczy podwójna warstwa elektryczna, która nadal jest przedmiotem badań.
- Przyjęto, iż warstwa ta złożona jest z warstwy wewnętrznej, zewnętrznej, płaszczyzny poślizgu oraz dyfuzyjnej (warstwa rozmyta). Płaszczyzna poślizgu wraz z warstwą dyfuzyjną jest warstwą adsorpcyjną, na którą składają się cząsteczki rozpuszczalnika (najczęściej dipole wody, jony hydratowane i niehydratowane). Warstwę wewnętrzną (faza stała) stanowią jony o ładunku przeciwnym niż metal przewodnika. Na warstwę zewnętrzną składają się jony solwatowane o znaku przeciwnym niż ładunek powierzchni fazy stałej.
- Metody potencjometryczne w analizie ilościowej opierają się na zależności między stężeniem (aktywnością) oznaczanego jonu w roztworze a potencjałem odpowiedniej elektrody (półogniwa).
- W celu przeprowadzenia analizy należy zbudować ogniwo, w którym jedna elektroda pozostaje w równowadze z oznaczaną substancją, stanowiąc elektrodę wskaźnikową (jej potencjał zależy od stężenia (aktywność oznaczanego jonu), a druga jest elektrodą odniesienia (porównawczej) o stałym potencjale np. nasyconej elektrody kalomelowej NEK.

PODZIAŁ METOD POTENCJOMETRYCZNYCH

- Metody potencjometryczne polegają na pomiarze siły elektromotorycznej (SEM) odpowiedniego ogniwa. Metody potencjometryczne dzielimy na dwie grupy:
- metody bezpośrednie – polegają na wyznaczeniu stężenia oznaczanego składnika na podstawie wartości SEM ogniwa, którego kalibracja jest dokonana za pomocą próbek wzorcowych (pomiar pH roztworu, oznaczanie stężeń różnych jonów za pomocą elektrod jonoselektywnych).
- b) miareczkowanie potencjometryczne, w którym wyznacza się zmiany SEM odpowiedniego ogniwa spowodowane dodawaniem mianowanego roztworu miareczkującego (na podstawie zmian SEM wyznacza się pK miareczkowania różnymi metodami: obliczeniową, graficznymi: metodą pierwszej pochodnej $pH=f(V)$, metodą drugiej pochodnej $\Delta pH/\Delta V=f(v)$. Ten typ miareczkowania jest przedmiotem ćwiczeń.

- Metody potencjometryczne można stosować, do tych układów, które są opisane przez równanie Nernsta. Pomiar potencjometryczny powinien być przeprowadzony w stanie równowagi, a więc bez przepływu prądu rzędu 10^{-12} A, które praktycznie nie zakłócają stanu równowagi. Takie prądy płyną przez zastosowanie jako mierników specjalnych woltomierzy zwanych pehametrami.
- Obie elektrody muszą być połączone tak, aby możliwy był przepływ jonów, co zawiera klucz elektrolityczny lub błona półprzepuszczalna.
- Elektroda (półogniwem) nazywamy układ redoks złożony z metalu (przewodnik prądu elektrycznego), oraz roztworu zawierającego określone jony w formie utlenionej lub zredukowanej. Zależnie od budowy dzielimy je na: elektrody pierwszego rodzaju (wodorowa, rtęciowa, metaliczne, gazowe), drugiego rodzaju (chlorosrebrowa, kalomelowa, siarczanowortęciowa, elektrody te są odwracalne względem wspólnego jonu.

- Zasada pomiaru potencjometrycznego polega więc na pomiarze siły elektromotorycznej ogniwa SEM, gdzie $SEM = E_{\text{wskaż}} - E_{\text{odn}}$
- $E_{\text{wskaż}}$ – oznacza potencjał elektrody wskaźnikowej;
- E_{odn} – oznacza potencjał elektrody odniesienia.
- Za zmianę SEM ogniwa odpowiedzialna jest elektroda wskaźnikowa, na której zachodzi reakcja połówkowa (utl + ne = red).

- **Miareczkowanie potencjometryczne** polega na obserwacji zmian potencjału elektrody wskaźnikowej (np. elektrody szklanej) zanurzonej wraz z elektrodą odniesienia w roztworze badanym, w zależności od dodawanego titranta.
- Metodę miareczkowania potencjometrycznego można stosować dla wszystkich typów oznaczeń, jeżeli dobrana jest odpowiednia elektroda wskaźnikowa.

ELEKTRODY JONOSELEKTYWNE – PODZIAŁ I OGÓLNA CHARAKTERYSTYKA

- W dotychczas omawianych typach elektrod procesem potencjotwórczym jest określona reakcja redoks, tzn., w której następuje wymiana elektronów. Inaczej jest w jonoselektywnych elektrodach membranowych. Elektrody te są zaopatrzone w membranę jonoselektywną, która oddziela odpowiednie półogniwo od roztworu badanego. Membrana taka jest wrażliwa na aktywność jonów określonego rodzaju. Na potencjał elektrody membranowej składa się potencjał międzyfazowy na granicy faz membrana-rozwór, uwarunkowany wymianą jonową między roztworem a membraną, oraz potencjał dyfuzyjny, wynikający z procesów zachodzących wewnątrz membrany, przynajmniej w jej warstwie przylegającej do roztworu.

- Istnieje kilka sposobów klasyfikacji elektrod jonoselektywnych. Podany niżej podział bierze za podstawę stan skupienia fazy tworzącej membranę elektrody i dzieli elektrody na stało- i ciekłomembranowe.
- W obrębie każdej z tych grup przeprowadza się podział w zależności od właściwości membrany – dla elektrod ze stałą membraną lub ładunku substancji elektrodowoczynnej (nośnika) – dla membran ciekłych.



- W przypadku elektrod jonoselektywnych stosowane jest rozbudowane równanie Nernsta zwane równaniem Nikolskiego. Jego postać uproszczona dla elektrod ze stałą membraną, w przypadku, gdy w roztworze znajduje się jon główny A i przeszkadzający B, potencjał elektrody określa równanie:

$$E = \text{const} + \frac{RT}{F} \ln[a_A + K_{A,B} a_B]$$

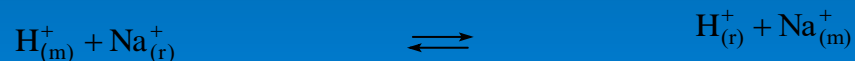
- gdzie: a_A – oznacza aktywność jonu głównego, a a_B – aktywność jonu przeszkadzającego; $K_{A,B}$ – jest współczynnikiem selektywności elektrody.

$$K_{A,B} = \frac{a_{A(r)} a_{B(m)}}{a_{A(m)} a_{B(r)}}$$

➤ Stała równowagi $K_{A,B}$ wynika z wymiany jednowartościowych dwóch jonów A i B, np. w elektrodzie szklanej do oznaczania kationów, zgodnie z reakcją:



W przypadku zastosowania elektrody szklanej do oznaczania jonów wodorowych (środ. alkal) równanie wygląda następująco:



BUDOWA I MECHANIZM DZIAŁANIA ELEKTRODY SZKLANEJ

- Elektroda szklana jest najczęściej stosowaną elektrodą do pomiarów pH i należy do grup jonoselektywnych elektrod membranowych. Zbudowana jest z banieczki cienkościennej wykonanej ze specjalnego szkła, która wypełniona jest roztworem kwasu solnego o znanym pH (najczęściej $0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1} \text{ HCl}$). Do roztworu tego zanurzona jest elektroda chlorosrebrowa. Zewnętrzna część błonki znajduje się w kontakcie z badanym roztworem. Do pomiarów pH z użyciem elektrody szklanej używa się nasyconej elektrody kalomelowej (NEK) jako elektrody odniesienia, tak, że cały układ pomiarowy może być przedstawiony za pomocą następującego schematu:

➤ Hg, Hg₂Cl₂ | K, Cl(nas.) | roztwór badany |
membrana szklana | HCl (0,1 mol·l⁻¹) | AgCl, Ag

➤ ELEKTRODA SZKLANA

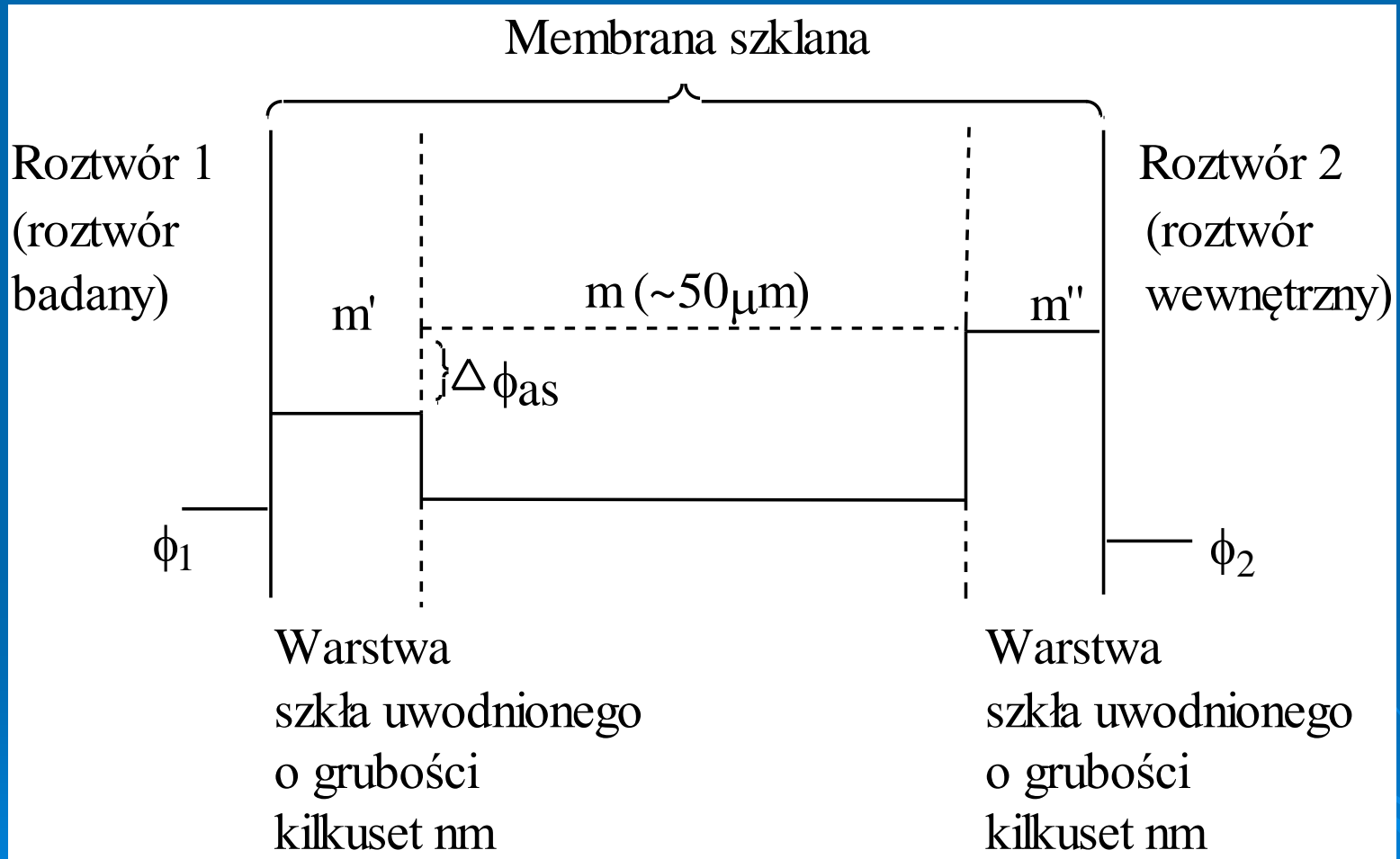
➤ Strukturę szklanej membrany przedstawiono na schemacie. Oddziaływania roztworu z

➤ membraną zachodzą w bardzo cienkiej warstwie uwodnionego szkła znajdującego się w bezpośrednim kontakcie z roztworem.

Transport elektryczny we wnętrzu membrany odbywa się za pośrednictwem kationów metali alkalicznych, takich jak Na⁺ lub Li⁺. Różnica potencjałów między membraną a roztworem powstaje w wyniku reakcji wymiany jednowartościowych kationów metali alkalicznych ze szkła na jony wodorowe:



- Reakcja powyższa zachodzi bez wymiany elektronów i w ten sposób mechanizm powstawania potencjału membranowego zasadniczo różni się od mechanizmu powstawania różnicy potencjałów w półogniwach. Grupy anionowe w szkle rozmieszczone są w jego trójwymiarowej sieci polikrzemianowej. Należy zauważyć, że reakcja zachodzi po obu stronach membrany szklanej aż do ustalenia się równowagi termodynamicznej.



Schemat membrany szklanej

➤ Potencjał membrany $E_m = (\varphi_2 - \varphi_1)$ stanowi sumę różnic potencjałów na wszystkich granicach faz:

➤
$$E_m = (\varphi_2 - \varphi_{m''}) + (\varphi_{m''} - \varphi_m) + (\varphi_m - \varphi_{m'}) + (\varphi_{m'} - \varphi_1)$$

- Pierwszy i ostatni człon równania określają różnicę potencjałów między roztworem a membraną i nazywane jest potencjałem Donnana. Schematyczny diagram zmian potencjału wzdłuż przekroju membrany pozwala na oszacowanie wartości potencjału membrany przy wykorzystywaniu równań, definiujących potencjał elektrochemiczny, oraz warunku równości potencjałów elektrochemicznych jonów wodorowych na granicy faz roztwór – membrana.

- Zakładając, że różnica potencjałów $\Delta\varphi_{as} = (\varphi_{m''} - \varphi_{m'}) + (RT/F) \ln [(H^+)_{m''}/(H^+)_{m'}]$,
- zwana potencjałem asymetrii elektrody szklanej, jest wielkością stałą, to:
- $E_m = (\varphi_2 - \varphi_1) = \Delta\varphi_{as} + (RT/F) \ln [(H^+)_{m''}/(H^+)_{m'}] + (RT/F) \ln [(H^+)_{m''}/(H^+)_{m'}]$,
- gdzie: $(H^+)_{m''}$, $(H^+)_{m'}$ – aktywności jonów wodorowych w roztworze badanym i wewnętrznym $(H^+)_{m''}$, $(H^+)_{m'}$ – aktywności jonów wodorowych w warstwach szkła uwodnionego
-

- Występowanie potencjału asymetrii wskazuje, że potencjał membrany nie jest równy 0, nawet w przypadku, gdy aktywności jonów wodorowych w obu roztworach oraz obu warstwach szkła uwodnionego są jednakowe. Potencjał asymetrii jest głównie związany z różnicami, jakie występują w składzie membrany po obu jej stronach. Aby uniknąć wpływu potencjału asymetrii na dokładność pomiaru pH, każda membrana powinna być przed użyciem wykalibrowana za pomocą przynajmniej jednego roztworu wzorcowego (buforu).

- Aktywność jonów wodorowych w roztworze wewnętrznym jest stała i dlatego równanie może być uproszczone:
- $E_m = \text{const} + (RT/F) \ln [(H^+)_1]$
- $= \text{const} - (2,303 RT/F) \text{pH}$

Wykorzystując równanie można podać wyrażenie na potencjał mierzony z użyciem układu opisanego w schemacie:

$$E = E_{\text{NEK}} + E_{\text{D}} + E_{\text{m}} + E_{\text{Cl}^-/\text{Ag,AgCl}}$$

- Jak wynika z równania potencjały obu elektrod odniesienia i potencjał dyfuzyjny E_{D} występujący na granicy faz NEK/badany roztwór, są wielkościami stałymi i w konsekwencji mierzony potencjał wyrażony jest w dalszym ciągu równaniem, z tą jednak różnicą, że zmodyfikowana zostaje wartość stałej występującej w tym równaniu.

- Nośnikami ładunku w warstwie szkła uwodnionego są kationy jednowartościowe. W warstwie szkła suchego ładunek jest przenoszony przez jony sodu. Wytworzenie różnicy potencjałów między powierzchnią szkła i badanym roztworem zawierającym jony H^+ tłumaczy się tendencją jonów wodorowych do zastępowania w szkle kationów metali alkalicznych.



- Szkło elektrodowe zawiera grupy anionowe $-(\text{Si-O})^-$ pochodzące z rozerwania łańcuchów $-\text{Si-O-Si-O}-$.
- Jony H^+ łączą się z grupami anionowymi tworząc słaby kwas $-\text{Si-OH}$.
- Kationy Na^+ są wiązane dużo słabiej i w wyniku hydrolizy opuszczają częściowo warstwę powierzchniową szkła.

- W wyniku silnego wiązania jonów wodorowych szkło uzyskuje ładunek dodatni względem stykającego się z nim roztworu.
- Wytwarza się różnica potencjałów, po ustaleniu której liczba jonów wodorowych wnikających w szkło jest równa liczbie jonów metalu alkalicznego opuszczającego szkło.

- Zakres pH, przy którym można stosować elektrodę szklaną (jest to zakres stosowalności równania), wynosi 0,5-12, ale najczęściej stosowane są elektrody zachowujące swoją charakterystykę w pH 2-10. Ograniczenie zakresu stosowalności elektrody w zakresie wysokich wartości pH nazywa się błędem alkalicznym, który można wytłumaczyć wpływem jednowartościowych kationów pochodzących z dysocjacji zasady (np. Na^+ lub K^+) na równowagę reakcji. Jest oczywiste, że jednowartościowe kationy mogą również ulegać tej samej reakcji i tym samym zmieniać wartość mierzonego potencjału.

- Wpływ kationów przeszkadzających B^+ może być uwzględniony przez wprowadzenie dodatkowego członu do równania:
- $$E_m = \text{const} + (RT/F) \ln [(a_{H^+})_1 + K_{H^+,B^+} (a_{B^+})]$$
- Równanie powyższe ma nazwę równania Nikolskiego, a stała K_{H^+,B^+} jest potencjometryczną stałą selektywności. Należy podkreślić, że w przypadku występowania kilku jonów przeszkadzających ich wpływ uwzględnia się, dodając dodatkowe składniki do logarytmowanej sumy.

- Jest jasne, że selektywność elektrody jest tym większa, im mniejsza jest wartość współczynnika selektywności. Elektroda szklana należy do najbardziej selektywnych, gdyż w większości kationów współczynnik selektywności K_{H^+, B^+}
- jest rzędu 10^{-12} .
- Do pomiarów pH stosuje się też elektrody kombinowane, w których elektroda szklana i elektroda odniesienia (chlorosrebrowa) znajdują się w tej samej oprawie. Należy podkreślić, że w praktyce pomiary pH z użyciem elektrody szklanej mają charakter porównawczy – mierzy się SEM ogniwa z roztworem standardowym (o ściśle określonej wartości pH),

- a następnie badanym X. W temperaturze 25° otrzymuje się następującą zależność:
- $$\text{pH}_x = \text{pH}_{\text{standard}} + (E_x - E_{\text{standard}})/0,0591$$
- Membranowe elektrody jonoselektywne stanowią obecnie jedno z podstawowych narzędzi w chemii analitycznej. Elektroda szklana należy do grupy elektrod stałomembranowych, w których nie ma możliwości transportu jonów oznaczanych przez membranę. Natomiast w przypadku elektrod ciekłomembranowych możliwy jest selektywny transport jonów przez membranę.

- Jakkolwiek mechanizm działania tych elektrod jest różny, to pojęcie Donnana i selektywności elektrody opisane równaniami mają zastosowanie do wszystkich typów membran.
- Elektrody szklane różnych typów wykazują różnice w wartościach E_0 , tzn., że różne potencjały mogą odpowiadać tym samym, określonym, wartościom pH (potencjały nie są ściśle odtwarzalne). Dlatego przy zastosowaniu elektrody szklanej wartość pH może być wyznaczona tylko metodą porównawczą, na podstawie zmiany potencjału elektrody. Zmiana ta następuje, gdy roztwór buforowy jest zastąpiony przez roztwór badany. Wzory na potencjał elektrody w roztworze badanym (x) i w roztworze buforowym (wz) są następujące:

- $E_x = E_o - k \text{pH}_x$
- $E_{wz} = E_o - k \text{pH}_{wz}$
- Po odjęciu stronami:
- **$E_x - E_{wz} = -k (\text{pH}_x - \text{pH}_{wz})$**
- **$\text{pH}_x - \text{pH}_{wz} = (E_{wz} - E_x) / k$**

- Jest to podstawowe równanie pehametrii. Nie występuje w nim E_0 . Pomiarowi podlega zmiana potencjału elektrody ($E_{wz} - E_x$) spowodowana przeniesieniem elektrody szklanej wraz elektrodą kalomelową z roztworu wzorcowego do roztworu badanego. Zmiana potencjału elektrody jest proporcjonalna do różnicy pH roztworów. Stąd pehametr jest przyrządem do pomiarów różnic pH dwóch roztworów.

- Dlatego w metodzie porównawczej wyeliminowane są ewentualne błędy związane z pomiarem SEM ogniwa. Znaczne uproszczenie pomiaru bez zastosowania dodatkowej elektrody porównawczej, umożliwia prowadzenie badań przy użyciu elektrody kombinowanej. Elektroda kombinowana po zanurzeniu do roztworu badanego jest ogniwem pomiarowym, a nie półogniwem (schemat elektrody kombinowanej)

ZASTOSOWANIE POTENCJOMETRII, PEHAMERII I MIARECZKOWANIA POTENCJOMETRYCZNEGO

- Metody potencjometryczne pod względem zastosowania podzielić można na dwie zasadnicze grupy. Do pierwszej należą prace o charakterze analitycznym, a do drugiej metody pomiarów różnych wielkości fizykochemicznych.
- W zakresie związków nieorganicznych oznaczano małe ilości chlorków w stężeniach rzędu 10^{-6} M z zastosowaniem elektrody srebrowej. Z zastosowaniem tej samej elektrody oznaczano chlorki w moczu, pocie i innych płynach biologicznych.

- Wiele prac poświęcono oznaczaniu jodków w obecności chlorków, CaO w glebie i mleku wapiennym. Siarkowodór wykrywano w wodzie w ilości 0,005-0,2 mg w 1000 litrach wody.
- Jeżeli chodzi o metody analityczne dotyczące związków organicznych, należy wymienić prace poświęcone oznaczaniu: małych ilości fenolu rzędu 0,5-12 części na milion w wodzie, soków, środków piorących, karboksyhemoglobiny w krwi, żelatyny w roztworach, mocznika, jak również stopnia hydrolizy protein. Interesująca jest metoda oznaczania liczby jodowej tłuszczów na podstawie zmiany SEM ogniwa. Na uwagę zasługują również metody oznaczania glikozy, acetylofenetydyny w tabletkach i w miksturze.

- Potencjometria posłużyła do wyjaśnienia wielu reakcji strąceniowych. Badano reakcje strąceniowe nierozpuszczalnych fosforanów, arsenianów, antymonianów i arseninów, jak również szybkość przebiegu niektórych reakcji chemicznych.
- Jeżeli chodzi o analizę nieorganiczną w środowisku wodnym, to oznaczano na drodze miareczkowania potencjometrycznego: żelazo, miedź, złoto, antymon, arsen, fosfor, rodanki, H_2O_2 i nadtlenki, jony cerowe, dwuchromianowe, żelazowe i metawanadowe, mieszaninę ceru, chromianu i wanadu, dwuwęglan i chlorki w surowicy.

- W zakresie analizy organicznej oznaczano hydrochinon, pochodne hydrazyny, kwas askorbowy, pierwszorzędowe aminy aromatyczne, prokainę, sulfonamidy, a za pomocą miareczkowania bromianometrycznego sulfonamidy, amidy, merkaptany, fenole, kwasy karboksylowe, tioacetamid i inne.
- Z innych prac dotyczących miareczkowania potencjometrycznego w środowisku niewodnym należy wymienić oznaczanie akrydyny w kwasie octowym, aspiryny i acetylofenetydyny w obecności kofeiny w roztworze niewodnym itd.
- Zastosowania elektrod jonoselektywnych podane są w przykładowych tabelach wraz z ich składem chemicznym membran, zakresem pracy elektrod i jonami przeszkadzającymi.